

Química e investigación criminal

UNA PERSPECTIVA
DE LA CIENCIA FORENSE

MATTHEW E. JOHLL

304
J65q
Ej.1

EDITORIAL REVERTÉ



MATTHEW E. JOHLL

Química e investigación criminal

UNA PERSPECTIVA DE LA CIENCIA FORENSE

La fascinación de la sociedad por las investigaciones criminales se refleja en la popularidad de las novelas y series de televisión de gran audiencia basadas en la resolución de crímenes y el trabajo policial. Las historias de Sherlock Holmes, las novelas de misterio de Agatha Christie, las aventuras de investigadores inolvidables como Nancy Drew, Dick Tracy, Perry Mason y Colombo, y, últimamente, la exitosa serie de televisión CSI: Crime Scene Investigation, que intriga a millones de personas, son claros ejemplos.

El profesor Matthew E. Johll ha encontrado en este interés por la ciencia forense una excelente oportunidad para escribir su libro *Química e investigación criminal* con la finalidad de atraer a los estudiantes hacia el estudio de la química. Así, basándose en casos reales de la ciencia forense y la investigación criminal, explica los principios químicos básicos de una manera clara y accesible, sin olvidar los aspectos más cuantitativos de la química.



EDITORIAL
REVERTÉ

www.reverte.com



364
1659
41

Química e investigación criminal

UNA PERSPECTIVA
DE LA CIENCIA FORENSE

Matthew E. Johll

Illinois Valley Community College

nr

1. 2. 3. 4. 5. 6. 7. 8. 9. 10. 11. 12. 13. 14. 15. 16. 17. 18. 19. 20. 21. 22. 23. 24. 25. 26. 27. 28. 29. 30. 31. 32. 33. 34. 35. 36. 37. 38. 39. 40. 41. 42. 43. 44. 45. 46. 47. 48. 49. 50. 51. 52. 53. 54. 55. 56. 57. 58. 59. 60. 61. 62. 63. 64. 65. 66. 67. 68. 69. 70. 71. 72. 73. 74. 75. 76. 77. 78. 79. 80. 81. 82. 83. 84. 85. 86. 87. 88. 89. 90. 91. 92. 93. 94. 95. 96. 97. 98. 99. 100.



EDITORIAL
REVERTÉ

Barcelona · Bogotá · Buenos Aires · Caracas · México

Registro bibliográfico (ISBD)

Johll, Matthew E.

[Investigating Chemistry : A Forensic Science Perspective. Español]

Química e investigación criminal : una perspectiva de la ciencia forense / Matthew E. Johll ; [versión española traducida: por José Costa López] ;. - Barcelona : Reverté, 2008

XVIII, 459 p. : il. col. ; 26 cm.

Traducción de: Investigating Chemistry. A Forensic Science Perspective. Índice

DL BI-2600-2008. - ISBN 978-84-291-5512-9

I. Química. I. Costa López, José, trad. II. Título.

54

Título de la obra original:

Investigating Chemistry. A Forensic Science Perspective

Versión original publicada en lengua inglesa por:

W. H. Freeman and Company, New York

Copyright © 2007 by W. H. Freeman and Company Publishers. All Rights Reserved

Versión española traducida por:

Dr. José Costa López

Catedrático Emérito de Ingeniería Química
de la Universidad de Barcelona

MAQUETACIÓN: REVERTÉ-AGUILAR

Edición en español:

© Editorial Reverté, S. A., 2008

ISBN: 978-84-291-5512-9

Propiedad de:

EDITORIAL REVERTÉ, S. A.

Loreto, 13-15. Local B

08029 Barcelona. ESPAÑA

Tel: (34) 93 419 33 36

Fax: (34) 93 419 51 89

reverte@reverte.com

Reservados todos los derechos. La reproducción total o parcial de esta obra, por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático, y la distribución de ejemplares de ella mediante alquiler o préstamo públicos, queda rigurosamente prohibida sin la autorización escrita de los titulares del copyright, bajo las sanciones establecidas por las leyes.



Este libro ha sido coeditado con el
COL·LEGI OFICIAL DE QUÍMICS DE CATALUNYA

Impreso en España - Printed in Spain

Depósito Legal: BI-2600-2008

Impreso por Grafo Industrias Gráficas, Basauri

A 12/10/16

Contenidos

| | | | | |
|--|-----------|------------------------------------|--|----|
| Prólogo | ix | 2.8 | Cómo analizar una prueba: medida de la densidad | 40 |
| CAPÍTULO 1 Introducción a la química forense | 2 | 2.9 | Las matemáticas de las medidas de densidad | 41 |
| Caso en estudio: | | 2.10 | Cómo analizar pruebas de vidrio y de suelo: uso de las propiedades físicas | 44 |
| ¿De qué parte están? | 2 | 2.11 | Final del Caso en estudio:
Tumba delatora | 48 |
| 1.1 | 3 | CAPÍTULO 3 Pistas atómicas | 56 | |
| 1.2 | 4 | Caso en estudio: | Quemar o no quemar | 56 |
| 1.3 | 5 | 3.1 | Los orígenes de la teoría atómica: los filósofos de la antigua Grecia | 58 |
| 1.4 | 11 | 3.2 | Fundamentos de la teoría atómica moderna: Cassendi, Lavoisier y Proust | 59 |
| Análisis de las pruebas: | | 3.3 | Teoría atómica de Dalton | 61 |
| Cromatografía de capa fina | 12 | 3.4 | Estructura atómica: partículas subatómicas | 64 |
| 1.5 | 14 | 3.5 | Detectives de la naturaleza: los isótopos | 67 |
| 1.6 | 18 | 3.6 | Masa atómica: abundancia de isótopos en la tabla periódica | 70 |
| 1.7 | 19 | 3.7 | Estructura atómica: electrones y espectros de emisión | 71 |
| Final del Caso en estudio: | | 3.8 | Las matemáticas de la luz | 73 |
| ¿De qué parte están? | | 3.9 | Estructura atómica: orbitales de los electrones | 76 |
| CAPÍTULO 2 Recogida y conservación de las pruebas | 24 | 3.10 | Configuraciones electrónicas | 78 |
| Caso en estudio: Tumba delatora | 24 | Análisis de las pruebas: | Microscopio electrónico de barrido | 83 |
| 2.1 | 25 | 3.11 | Final del Caso en estudio:
Quemar o no quemar | 85 |
| 2.2 | 27 | CAPÍTULO 4 Pruebas químicas | 92 | |
| 2.3 | 30 | Caso en estudio: | Un dolor de cabeza asesino | 92 |
| 2.4 | 32 | 4.1 | Naturaleza química de las pruebas: regiones de la tabla periódica | 93 |
| 2.5 | 33 | | | |
| 2.6 | 36 | | | |
| 2.7 | 38 | | | |

| | | |
|-------------|---|-----|
| 4.2 | Tipos de compuestos: compuestos iónicos | 97 |
| 4.3 | Tipos de compuestos: compuestos covalentes | 107 |
| 4.4 | Nombres comunes y elementos biatómicos | 110 |
| 4.5 | Bases de las reacciones químicas | 112 |
| 4.6 | Ajuste de las ecuaciones químicas | 113 |
| 4.7 | Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos molares | 116 |
| 4.8 | Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos estequiométricos | 119 |
| 4.9 | Tipos de reacciones | 120 |
| 4.10 | Las matemáticas de las reacciones químicas: reactante limitante y rendimiento teórico | 123 |
| | Análisis de las pruebas: | |
| | Espectrofotometría | 124 |
| 4.11 | Final del Caso en estudio: | |
| | Un dolor de cabeza asesino | 125 |

CAPÍTULO 5 Propiedades de las disoluciones I: Disoluciones acuosas 134

| | | |
|-------------|--|-----|
| | Caso en estudio: | |
| | Apocalipsis acuático | 134 |
| 5.1 | Disoluciones acuosas | 135 |
| 5.2 | El proceso de disolución | 136 |
| 5.3 | Velocidad de disolución de los compuestos solubles | 138 |
| 5.4 | Propiedades de las disoluciones | 140 |
| 5.5 | Solubilidad y normas de solubilidad | 142 |
| 5.6 | Reacciones iónicas netas | 145 |
| 5.7 | Las matemáticas de las disoluciones: cálculo de la concentración | 147 |
| 5.8 | Química de los ácidos | 150 |
| 5.9 | Química de las bases | 152 |
| 5.10 | Escala de pH y disoluciones tampón | 153 |
| 5.11 | Las matemáticas de las disoluciones: cálculo del pH | 156 |
| 5.12 | Final del Caso en estudio: | |
| | Apocalipsis acuático | 158 |

CAPÍTULO 6 Propiedades de las disoluciones II: Fuerzas intermoleculares y propiedades coligativas 168

| | | |
|------------|---|-----|
| | Caso en estudio: | |
| | Algo para el dolor | 168 |
| 6.1 | Fuerzas intermoleculares y tensión superficial | 170 |
| 6.2 | Tipos de fuerzas intermoleculares | 172 |
| 6.3 | Fuerzas intermoleculares en las mezclas | 176 |
| 6.4 | Propiedades coligativas: punto de ebullición de las disoluciones | 178 |
| 6.5 | Las matemáticas del aumento del punto de ebullición | 181 |
| 6.6 | Propiedades coligativas: punto de congelación de las disoluciones | 183 |
| 6.7 | Las matemáticas del descenso del punto de congelación | 185 |
| 6.8 | Propiedades coligativas: ósmosis | 185 |
| | Análisis de las pruebas: HPLC | 188 |
| 6.9 | Final del Caso en estudio: | |
| | Algo para el dolor | 188 |

CAPÍTULO 7 Química de las drogas 196

| | | |
|-------------|---|-----|
| | Caso en estudio: | |
| | Los expertos coinciden | 196 |
| 7.1 | Introducción a la química orgánica | 197 |
| 7.2 | Alcanos | 199 |
| 7.3 | Alquenos y alquinos | 202 |
| 7.4 | Isómeros ramificados | 205 |
| 7.5 | Compuestos cíclicos | 208 |
| 7.6 | Éteres, cetonas y ésteres | 211 |
| 7.7 | Aminas | 216 |
| 7.8 | Alcoholes, aldehídos y ácidos carboxílicos | 217 |
| 7.9 | Cómo extraer compuestos orgánicos: solubilidad y propiedades ácido-base | 221 |
| | Análisis de las pruebas: | |
| | Espectroscopia de infrarrojos | 225 |
| 7.10 | Final del Caso en estudio: | |
| | Los expertos coinciden | 227 |

CAPÍTULO 8 Química de la adicción 236

| | | |
|------------|---|-----|
| | Caso en estudio: Gelatina vengadora | 236 |
| 8.1 | Naturaleza de los enlaces covalentes | 238 |
| 8.2 | Estructuras de Lewis de los compuestos iónicos | 240 |
| 8.3 | Estructuras de Lewis de los compuestos covalentes | 242 |
| 8.4 | Estructuras resonantes | 245 |
| 8.5 | Teoría VSEPR | 247 |
| 8.6 | Polaridad de los enlaces y las moléculas | 251 |
| 8.7 | Geometría molecular de las drogas | 254 |
| 8.8 | Los receptores de drogas y la química del cerebro | 258 |
| | Análisis de las pruebas:
Métodos inmunoanalíticos | 260 |
| 8.9 | Final del Caso en estudio:
Gelatina vengadora | 260 |

CAPÍTULO 9 Investigación de incendios provocados 268

| | | |
|-------------|--|-----|
| | Caso en estudio:
"Falso y poco fiable" | 268 |
| 9.1 | La química del fuego | 270 |
| 9.2 | Reacciones de combustión | 272 |
| 9.3 | Reacciones redox | 276 |
| 9.4 | La termoquímica del fuego | 278 |
| 9.5 | Capacidad calorífica y cambios de fase | 281 |
| 9.6 | Las matemáticas de la capacidad calorífica | 285 |
| 9.7 | La primera ley de la termodinámica y la calorimetría | 286 |
| 9.8 | Las matemáticas de la calorimetría | 289 |
| 9.9 | Refinado del petróleo | 290 |
| | Análisis de las pruebas:
Cromatografía de gases | 292 |
| 9.10 | Final del Caso en estudio:
"Falso y poco fiable" | 292 |

CAPÍTULO 10 Química de las explosiones 300

| | | |
|--|--|-----|
| | Caso en estudio:
Rastrear explosivos | 300 |
|--|--|-----|

| | | |
|-------------|---|-----|
| 10.1 | Explosivos | 301 |
| 10.2 | Química redox de los explosivos | 303 |
| 10.3 | Teoría cinética molecular de los gases | 305 |
| 10.4 | Las leyes de los gases | 306 |
| 10.5 | Las matemáticas de las leyes de los gases | 314 |
| 10.6 | La ley de los gases combinada y la ley de los gases ideales | 317 |
| 10.7 | Las matemáticas de la ley de los gases combinada y de la ley de los gases ideales | 319 |
| 10.8 | Detectar explosivos: la ley de Dalton de las presiones parciales | 321 |
| | Análisis de las pruebas:
Espectroscopia de masas | 322 |
| 10.9 | Final del Caso en estudio:
Rastrear explosivos | 325 |

CAPÍTULO 11 Estimar el momento de la muerte 334

| | | |
|-------------|--|-----|
| | Caso en estudio: Pruebas crueles | 334 |
| 11.1 | Introducción a la cinética química | 335 |
| 11.2 | Teoría de la colisión | 337 |
| 11.3 | Cinética y temperatura | 340 |
| 11.4 | Cinética y catálisis | 343 |
| 11.5 | Reacciones de orden cero | 346 |
| 11.6 | Reacciones de primer orden | 348 |
| 11.7 | Vida media | 349 |
| 11.8 | Final del Caso en estudio:
Pruebas crueles | 351 |

CAPÍTULO 12 Bombas sucias y terrorismo nuclear 356

| | | |
|-------------|---|-----|
| | Caso en estudio: ¿Un delincuente convertido en terrorista? | 356 |
| 12.1 | El descubrimiento de la radiactividad natural | 357 |
| 12.2 | Tipos de radiación y peligros | 359 |
| 12.3 | Ajuste de ecuaciones nucleares | 362 |
| 12.4 | Vidas medias y evaluación de los riesgos | 364 |
| 12.5 | Aplicaciones médicas de los isótopos nucleares | 366 |

| | | |
|-------------|---|-----|
| 12.6 | Centrales eléctricas nucleares | 368 |
| 12.7 | Usos militares de los isótopos nucleares | 372 |
| 12.8 | Transmutaciones nucleares | 374 |
| | Análisis de las pruebas: | |
| | Análisis por activación de neutrones | 376 |
| 12.9 | Final del Caso en estudio: | |
| | ¿Un delincuente convertido en terrorista? | 378 |

| | | |
|--------------------|----------------|------------|
| CAPÍTULO 13 | Venenos | 384 |
|--------------------|----------------|------------|

| | | |
|-------------|---------------------------------------|-----|
| | Caso en estudio: | |
| | Justicia para unas suegras | 384 |
| 13.1 | Introducción al equilibrio | 385 |
| 13.2 | Equilibrio dinámico | 388 |
| 13.3 | Valores de la constante de equilibrio | 391 |
| 13.4 | Principio de Le Chatelier | 394 |
| 13.5 | Solubilidad de equilibrio | 398 |
| 13.6 | Final del Caso en estudio: | |
| | Justicia para unas suegras | 399 |

| | | |
|--------------------|------------------------------------|------------|
| CAPÍTULO 14 | Identificación de víctimas: | |
| | Análisis del DNA | 404 |

| | | |
|-------------|-----------------------------------|-----|
| | Caso en estudio: | |
| | Recordando el 11-9 | 404 |
| 14.1 | Lípidos, grasas, ceras y aceites | 405 |
| 14.2 | Hidratos de carbono | 409 |
| 14.3 | Proteínas | 411 |
| 14.4 | Conceptos básicos sobre el DNA | 416 |
| 14.5 | Análisis del DNA | 419 |
| 14.6 | DNA mitocondrial | 421 |
| 14.7 | Final del Caso en estudio: | |
| | Recordando el 11-9 | 422 |

| | |
|--|------------|
| Apéndice (Factores de conversión) | 426 |
|--|------------|

| | |
|--|------------|
| Respuestas a las cuestiones y los problemas (impares) de repaso | 427 |
|--|------------|

| | |
|--------------------------|------------|
| Índice alfabético | 441 |
|--------------------------|------------|

Prólogo

Química e investigación criminal: Una perspectiva de la ciencia forense es el primer libro de texto de este tipo: un libro de química para estudiantes de artes liberales con la ciencia forense como tema principal. Se eligió este tema a causa de su demostrada y amplia audiencia, y por su capacidad para proporcionar a los estudiantes un contexto atractivo para estudiar los conceptos fundamentales de la química.

La fascinación de la sociedad por las investigaciones criminales se refleja en la popularidad de las novelas, de los seriales radiofónicos de detectives, de los asesinatos misteriosos en Hollywood y de las series de televisión de gran audiencia que tratan de la resolución de crímenes y del trabajo policial. Algunos ejemplos son el misterioso relato de Edgar Allan Poe, de 1841, *Los crímenes de la calle Morgue*; las historias de Sherlock Holmes, de Arthur Conan Doyle; las novelas de misterio de Agatha Christie; y las aventuras de investigadores inolvidables como Nancy Drew, Dick Tracy, Perry Mason y Colombo. La aplicación de la ciencia en las investigaciones criminales desempeña una parte importante en muchas historias, sobre todo en la serie de la televisión *CSI: Crime Scene Investigation*, que intriga a millones de personas. En mi trabajo docente he encontrado que este interés por la ciencia forense proporciona una excelente oportunidad para atraer a los estudiantes hacia el estudio de la química.

Este libro se ha escrito específicamente para estudiantes de artes liberales o no científicos. Los estudiantes no necesitan formación en química analítica para entender la ciencia forense; el libro se ha escrito suponiendo que los estudiantes han tenido poca, o ninguna, experiencia previa con la química. Los principios básicos presentados en este curso se explican detalladamente.

La química a través de las lentes de la ciencia forense

En la docencia de química para estudiantes de artes liberales me he encontrado con varios retos que son bien conocidos por los profesores de ciencias. El primero es la audiencia reacia de estudiantes no científicos, con temor a la química y quizás malos recuerdos de experiencias pasadas con cursos de química que no les han ido bien. Para llegar a los estudiantes, y para ilustrar los principios químicos, utilizo casos prácticos reales, historias de Sherlock Holmes y documentos reales de tráfico de drogas, asesinatos y robos. Este material es claramente de interés para los alumnos: el número de estudiantes de ciencias forenses está creciendo, tanto como el índice de audiencia de los programas televisivos como *CSI: Crime Scene Investigation*. El interés del público por las diversas series sobre el trabajo policial, ya sean *reality-shows* o programas escritos más tradicionales, no da muestras de disminuir. Misterios ideados por escritores tales como Janet Evanovich, Carl Hiaasen y Dan Brown lideran las listas de los libros más vendidos, al igual que los reportajes sobre delitos informáticos.

El segundo desafío es la gran variedad de habilidades matemáticas de los estudiantes; muchos hasta tienen dificultades con el álgebra básica. He escrito un libro de texto que presenta una cobertura cuantitativa flexible, de manera que los profesores pueden adaptar el curso a las necesidades y capacidades de sus estudiantes.

Debido a que la mayoría de mis estudiantes realizan el curso para satisfacer una exigencia de la ciencia, se ha tratado de comunicarles la importancia de los principios químicos de forma efectiva. Seleccioné un tema (la ciencia forense) que tiene una gran atractivo, pero sin sacrificar aspectos más cuantitativos de la química.

Puesto que este libro cubre el material tradicional de un curso de química, el profesor puede usarlo con confianza sin un conocimiento formal de la ciencia forense. De hecho, casi todos los científicos de los laboratorios criminales tienen conocimientos que incluyen un grado tradicional en química o en biología.

Los temas forenses ofrecen a los profesores de química una oportunidad para atraer más estudiantes de artes liberales, y proporciona a los alumnos una nueva perspectiva de la química. Un revisor del texto ha dicho de los capítulos que ha visto que “tienen gancho” y, efectivamente, espero que así sea.

Objetivos de este libro

Mis objetivos a la hora de escribir *Química e investigación criminal* han sido contagiar a los estudiantes de artes liberales la misma excitación y entusiasmo que yo tengo por la química, explicar los principios químicos de una manera clara y accesible, y aprovechar los muchos ejemplos intrigantes ofrecidos por la ciencia forense para ilustrar conceptos químicos.

¿Por qué el estudio de las investigaciones criminales forenses es una buena manera de aprender los conceptos fundamentales de la química?

La investigación de un crimen supone el uso de procedimientos del método científico y muy a menudo se requiere la química. Una investigación criminal ofrece también más de una aplicación de la química. El estudio de una investigación criminal significa que los estudiantes deben considerar que la prueba encontrada en el lugar del crimen es una sustancia cuya composición se debe determinar, o un compuesto químico sometido a reacciones químicas o cambios de fase. Los estudiantes deben considerar las medidas cuantitativas, la contaminación y los venenos, e incluso cómo localizar e identificar los compuestos usando algunos equipos bastante sofisticados.

Para mí, esto es la química en su conjunto, y quiero mostrar a los estudiantes que estas grandes ideas, que cambiaron para siempre nuestra manera de pensar, son también accesibles para ellos.

Organización

El esquema organizativo de *Química e investigación criminal* sigue el patrón típico de la mayoría de los libros de texto de química, pero establece los principios químicos estándar dentro del contexto de la ciencia forense. Cada capítulo empieza con un estudio de un caso real y termina con su resolución, después de que los estudiantes hayan aprendido los principios de química que ocupan un lugar destacado en el caso.

Para ilustrar los conceptos científicos a medida que se introducen, se incluyen muchos ejemplos adicionales de química forense. Los principios cuantitativos se ilustran con ejemplos resueltos, mostrando paso a paso las soluciones a los problemas a lo largo del capítulo. Como se explica en la siguiente revisión del contenido de los capítulos, los conceptos químicos se desarrollan sistemáticamente.

♦ **Capítulo 1, Introducción a la química forense**, comienza con el caso de la desaparición en México de un agente de la *Drug Enforcement Administration* (DEA) de Estados Unidos. Pero la resolución de la historia es un misterio hasta el final del capítulo. El texto introduce a los estudiantes en los primeros principios básicos: la materia y sus formas; los elementos, los compuestos y las mezclas; la tabla periódica y sus usos; los nombres y los símbolos de los elementos; y las fórmulas químicas. Estos temas constituyen la base para comprender la naturaleza de las pruebas halladas en las escenas de los delitos, y se dan ejemplos de ellas.

Se comenta también la importancia de la observación cuidadosa de la ciencia forense, como en todas las áreas de las ciencias. La sección de análisis de las pruebas se centra en la cromatografía de capa fina como método analítico para identificar sustancias. Finalmente, la resolución del caso concluye el capítulo, revelando cómo la observación prudente de las pruebas más el conocimiento básico de la materia proporcionó pistas clave para descubrir la tapadera que rodeó a la desaparición y la muerte del agente de la DEA.

♦ **Capítulo 2, Recogida y conservación de las pruebas**, define los cambios físicos y químicos, y cómo se relacionan con la conservación de las pruebas forenses. El capítulo trata de la masa, el peso y las unidades de medida; las matemáticas de las unidades de conversión; los errores y las aproximaciones en las medidas de laboratorio; las cifras significativas en los cálculos; la exactitud y la precisión de los resultados experimentales; y la densidad y los cálculos usando medidas de densidad. Una sección sobre el modo de examinar las pruebas de vidrios y de suelos usando las propiedades físicas ayuda a los estudiantes a ver las aplicaciones prácticas de estos principios. El caso en estudio muestra por qué analizar las pruebas de muestras de suelos ayudó a asegurar la condena del asesino Thomas "Tommy Karate" Pitera, miembro de la "familia del crimen" de New York.

♦ **Capítulo 3, Pistas atómicas**, introduce la teoría atómica empezando con las ideas de los antiguos filósofos griegos, profundizando en las contribuciones de Gassendi, Lavoisier y Proust, explorando la teoría atómica de Dalton y comentando los conocimientos actuales sobre la estructura atómica. Los temas incluyen partículas subatómicas, isótopos, masa atómica, orbitales y configuraciones electrónicas. El capítulo explica las pruebas experimentales de estos descubrimientos, incluyendo el tubo de rayos catódicos de J.J. Thompson, los experimentos de dispersión de partículas alfa y el espectro de emisión de los elementos. Una sección sobre la energía de la luz incluye conceptos de longitud de onda, frecuencia y velocidad de la luz, así como los cálculos sencillos que se realizan con ellos. La explicación sobre cómo analizar el residuo de un disparo demuestra los principios presentados en el capítulo aplicados en situaciones reales. El caso en estudio del capítulo se basa en el análisis de los elementos en los restos quemados del cuerpo humano.

♦ **Capítulo 4, Pruebas químicas**, empieza explicando las regiones de la tabla periódica y la terminología utilizada para hablar de los elementos. Luego el texto procede sistemáticamente a través de los compuestos iónicos y covalentes, las normas de escritura de las fórmulas químicas y la nomenclatura de los compuestos, las bases de las reacciones químicas, el ajuste de ecuaciones, el concepto de mol y los cálculos con moles, y la estequiometría. Los ejemplos resueltos del capítulo muestran las soluciones de los problemas paso a paso. Se definen los tipos de reacciones, incluyendo precipitación, combustión, neutralización y reducción-oxidación, y se proporcionan ejemplos. Una sección sobre espectrofotometría describe cómo esta técnica, ampliamente usada, se aplica para la identificación cualitativa y cuantitativa de las sustancias.

Los Capítulos 5 y 6 tratan una serie de temas relacionados con las disoluciones y sus propiedades. Se presta una considerable atención a estos temas debido a su importancia en la ciencia química y forense, donde las pruebas y los ensayos usados para analizar las muestras frecuentemente utilizan disoluciones.

♦ **Capítulo 5, Propiedades de las disoluciones I: Disoluciones acuosas,** se centra en el proceso de disolución, los factores que afectan las velocidades con que se disuelven las sustancias, y las propiedades de las disoluciones electrolíticas y no electrolíticas. El concepto de solubilidad se explora más a fondo mediante las normas de solubilidad, la explicación de las disoluciones saturadas y no saturadas, y el uso de las ecuaciones iónicas netas para describir las reacciones de precipitación. La molaridad se introduce como un método para expresar la concentración de las disoluciones, así como ejemplos de los cálculos de la molaridad. Como temas adicionales se incluyen las disoluciones ácidas y básicas, la escala de pH y las soluciones tampón.

♦ **Capítulo 6, Propiedades de las disoluciones II: Fuerzas intermoleculares y propiedades coligativas,** empieza con la tensión superficial a modo de ejemplo de cómo se relacionan las propiedades de un líquido con las fuerzas intermoleculares, y en la práctica, en la ciencia forense, cómo el entendimiento de la tensión superficial informa en el análisis de las salpicaduras de sangre. Un comentario sobre los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares presentes en una disolución desarrolla los conceptos necesarios para entender el aumento del punto de ebullición, la disminución del punto de congelación y la ósmosis. El conocimiento de las fuerzas intermoleculares es también importante para los temas que se desarrollan en algunos de los siguientes capítulos. Se describe la cromatografía líquida de alta resolución como técnica para el análisis de muestras.

♦ **Capítulo 7, Química de las drogas,** sirve de introducción a la química orgánica. Las drogas permiten muchos ejemplos fascinantes de compuestos orgánicos y son un tema de gran interés. El capítulo empieza con la descripción de las clases de compuestos orgánicos, incluyendo los alcanos, los alquenos, los alquinos, los éteres, las cetonas, los ésteres, las aminas, los alcoholes, los aldehídos y los ácidos carboxílicos. El texto continúa con las fórmulas estructurales de los compuestos orgánicos, las normas para la nomenclatura de los compuestos y ejemplos para cada clase de compuesto. También se comentan los isómeros ramificados y los compuestos cíclicos. El uso de la espectroscopia de infrarrojos para el análisis de drogas proporciona un ejemplo interesante de un método común para identificar compuestos desconocidos.

♦ **Capítulo 8, Química de la adicción,** trata de la geometría molecular, un concepto esencial para entender el mecanismo de acción de las drogas en el cuerpo humano y cómo los métodos analíticos, tales como los inmunoanálisis, sirven para identificar drogas. El capítulo empieza explorando la naturaleza de los enlaces covalentes, un tema introducido brevemente en el Capítulo 4. Los conceptos incluyen la teoría de enlace de Lewis, la manera de escribir las estructuras de Lewis, la teoría de la repulsión del par de electrones de la órbita de valencia (VSEPR, por sus siglas en inglés) y cómo la geometría de los pares de valencia en una molécula determina la colocación estructural de sus átomos. Basándose en estos conceptos, el capítulo muestra de qué modo las formas complejas tridimensionales de las moléculas de las drogas influyen en los mecanismos por los cuales afectan al cuerpo humano; por ejemplo, cómo interaccionan las moléculas de droga con las neuronas para producir un “subidón”.

♦ **Capítulo 9, Investigación de incendios provocados**, comienza con la química del fuego y las reacciones de combustión. Se explican los conceptos de calor, temperatura y equilibrio térmico, así como la capacidad calorífica, los cambios de fase, la primera ley de la termodinámica y la calorimetría. Una introducción al proceso de refinado del petróleo proporciona la información básica necesaria para entender diversos tipos de acelerantes usados en los incendios provocados. La técnica de la cromatografía de gases ilustra un método analítico que aprovecha las diferencias en los puntos de ebullición y las polaridades de los compuestos para separar los componentes de una mezcla, tales como los que se recogen de un incendio que se sospecha provocado.

♦ **Capítulo 10, Química de las explosiones**, empieza con información descriptiva sobre los explosivos y la química de las reacciones de explosión. Debido a que las explosiones generan grandes cantidades de productos gaseosos, la teoría cinética molecular de los gases se introduce en este capítulo para explicar el comportamiento de los gases. Se explican las leyes de los gases formuladas por Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro, así como la ley de los gases ideales. Se dan ejemplos de cálculos en que intervienen la presión, el volumen, la temperatura y los moles de los gases. Como temas adicionales se tratan la ley de Dalton de las presiones parciales, la presión de vapor de los explosivos sólidos y cómo se pueden detectar las moléculas de un explosivo en una muestra de aire tomada en las proximidades del compuesto.

♦ **Capítulo 11, Estimar el momento de la muerte**, introduce la cinética química y la teoría de la colisión de las reacciones. Se comenta cómo afectan la temperatura, los catalizadores y la concentración de los reactivos a la velocidad de una reacción. Se explican las reacciones de orden cero y orden uno. Como ejemplos forenses se tratan la detección de sangre por reacción del luminol con el peróxido de hidrógeno para producir un compuesto luminiscente, y la oxidación del alcohol en el cuerpo humano como ejemplo de reacción de orden cero. Se muestra la vida media de un reactivo como un concepto útil para determinar el tiempo que necesita una droga para ser eliminada del cuerpo. El caso en estudio del capítulo demuestra el reto de estimar el momento de la muerte en la compleja investigación de un asesinato.

♦ **Capítulo 12, Bombas sucias y terrorismo nuclear**, presenta conceptos relacionados con la radiactividad. Trata desde el descubrimiento de la radiactividad natural a finales del siglo XIX hasta las aplicaciones actuales de los isótopos nucleares en medicina y con fines militares, el funcionamiento de las centrales nucleares y los posibles peligros del terrorismo con bombas sucias. Otros temas incluyen los tipos y los peligros de la radiación (partículas alfa y beta, rayos gamma), la vida media de los isótopos radiactivos y las transmutaciones nucleares.

♦ **Capítulo 13, Venenos**, trata el tema del equilibrio químico describiendo el proceso por el cual los venenos que han entrado en la circulación sanguínea atacan el cuerpo humano. La capacidad de un compuesto tóxico para pasar de la sangre a las células e impedir la función de éstas viene determinada en gran medida por si se une o no a la albúmina en el plasma sanguíneo. Después de explicar que la determinación de las cantidades relativas de sustancias tóxicas unidas o no unidas requiere la comprensión del equilibrio químico, el capítulo continúa con el equilibrio dinámico, la constante de equilibrio, el principio de Le Chatelier, los sistemas en equilibrio que participan en la respiración, y la solubilidad de equilibrio.

♦ **Capítulo 14, Identificación de víctimas: Análisis del DNA**, empieza presentando el trabajo, sin precedentes, de identificación de las víctimas que perecieron el 11 de septiembre de 2001 en el ataque al World Trade Center. Debido a que en la mayoría de las víctimas no se pudo utilizar los medios ordinarios de identificación, tales como el análisis de huellas dactilares o pruebas dentales, los científicos tuvieron que usar la tecnología del análisis de DNA en su máxima capacidad. Antes de describir las bases del análisis del DNA, el capítulo trata de los lípidos, los hidratos de carbono y las proteínas. Se dan ejemplos para cada tipo de compuesto, con especial atención a los ejemplos importantes para la identificación forense, y se comentan las estructuras químicas. Los conceptos de la estructura de las proteínas se destacan como base fundamental para comprender la naturaleza del DNA y de su análisis.

Características

Los casos en estudio que abren los capítulos tratan de dramas y delitos de la vida real en los que se ha utilizado la química forense para resolver el caso. En cada capítulo, el caso involucra a los estudiantes en el proceso forense mientras se demuestran los conceptos esenciales de la química.

Los objetivos de aprendizaje encabezan cada sección y atraen la atención de los estudiantes hacia las ideas clave que deben aprender.

Las ilustraciones incluyen fotos reales de las investigaciones forenses y de pruebas que intrigarán a los estudiantes y los conducirán en el aprendizaje de los conceptos químicos. Al mismo tiempo, el texto no descuida las figuras ni las fotos que ilustran los conceptos químicos tan admirablemente. Los capítulos incluyen ilustraciones de las reacciones, de los equipos y de los modelos moleculares, así como también tablas y gráficos.

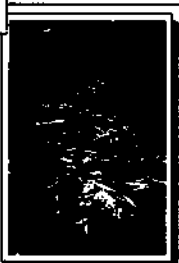
Los ejemplos resueltos y las prácticas proporcionan a los estudiantes un itinerario útil para resolver problemas. Los ejemplos resueltos muestran soluciones paso a paso, incluyendo pasos "sencillos" que a veces se dejan fuera de los libros de texto suponiendo que todos los estudiantes universitarios pueden hacer álgebra elemental. A cada ejemplo resuelto le sigue inmediatamente una práctica para reforzar lo que se ha aprendido.

Las secciones de matemáticas profundizan los aspectos cuantitativos de los temas del capítulo, y están diseñadas especialmente para que los profesores puedan adaptar la cobertura de las matemáticas a sus programas.

Los cuadros de análisis de las pruebas introducen las técnicas de laboratorio, la instrumentación y los métodos para el estudio químico de las pruebas.

CASO EN ESTUDIO: Apocalipsis acuático

El White River discurre por el centro de Indiana y proporciona agua potable, pesca y peces en bote a muchas poblaciones, incluida Indianapolis, la capital. En Anderson, Indiana, las aguas residuales, ya sean de origen residencial o industrial, se tratan y se vierten al río. El Anderson Publicly Owned Treatment Works (Anderson POTW), una planta de tratamiento de aguas residuales, es el organismo encargado de asegurar que el agua vertida en el White River cumple



Unos 1 millón de peces, que en total pasaron alrededor de 127 toneladas, fueron "descartados" entre diciembre de 1999 y enero de 2000 en el White River, el río que atraviesa el centro de Indiana. El desastre ocurrió en un tramo de unos 80 kilómetros, entre las ciudades de Anderson e Indianapolis. (Fotografía: Graustark Images)

Ejemplo resuelto 15

¿Cuál es la masa de los siguientes elementos?

- (a) 1,00 mol de Fe
(b) 1,00 moles de O
(c) 0,500 moles de Ca

SOLUCIÓN

(a) De la tabla periódica
 $1,00 \text{ mol Fe} \times \frac{55,847 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 55,8 \text{ g Fe}$

(b) De la tabla periódica
 $1,00 \text{ mol O} \times \frac{15,999 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 15,9 \text{ g O}$

(c) De la tabla periódica
 $0,500 \text{ mol Ca} \times \frac{40,08 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 20,0 \text{ g Ca}$

Práctica 4.13

¿Cuál es la masa de los siguientes elementos?

- (a) 0,750 moles de Cu
(b) 3,00 moles de K
(c) 2,00 moles de Al

RESPOSTA

- (a) 47,7 g de Cu
(b) 117 g de K
(c) 54,0 g de Al

4.10 Las matemáticas de las reacciones químicas: reactante limitante y rendimiento teórico

En muchos experimentos de laboratorio es habitual que al menos uno de los reactantes esté presente en una cantidad excesiva, más de lo que se podría consumir completamente por otros reactantes. Otra posibilidad es que uno de los reactantes se consuma completamente antes de que se valgan los otros, y en ese punto la reacción se detiene. El reactante que se ha consumado por completo se llama **reactante limitante** (o reactivo limitante). Es fundamental conocer qué reactante es el limitante porque la cantidad máxima de producto que teóricamente se puede producir, el **rendimiento teórico**, viene dada por el reactante limitante. Los bomberos utilizan este mismo concepto cuando van a apagar un fuego. El objetivo del bombero es prevenir que cualquier combustible u oxígeno adicional quede al alcance de las llamas. Cuando los bomberos venen esto, el fuego se apaga una vez que el combustible extingue o el oxígeno se han consumido.

Los cálculos del reactante limitante son modificaciones de los problemas estequiométricos que vimos anteriormente en este capítulo. La ciencia del cálculo del reactante limitante es empezar con una masa de un reactante (no

Objetivo de aprendizaje

Aplicar la estequiometría para resolver problemas de reactante limitante.

Análisis de las pruebas | Cromatografía de capa fina

Para hacer una mezcla, los componentes se pueden simplemente combinar de forma física, pero separar una mezcla en sus componentes después de haberlos mezclado no siempre es fácil. La separación requiere un conocimiento de las propiedades y el comportamiento de cada componente.

Uno de los principales métodos de separación de mezclas en los laboratorios de química forense se llama cromatografía. La cromatografía se desarrolló originalmente a principios de los años 1900 para separar los pigmentos colorados de las flores. El nombre de cromatografía se traduce literalmente como «separación del color», debido a que separa los colores individuales de una mezcla. La cromatografía aprovecha el hecho de que los compuestos diferentes se atraen o repelen por otros compuestos en diferentes grados, y el grado de atracción o repulsión es siempre el mismo para dos compuestos dados. En este libro se hablará de varias formas de cromatografía, ya que es uno de los principales métodos usados para la identificación de drogas, explosivos, narcóticos y sílices.

Se coloca una gota de una o de una mezcla de colorantes para comida en una tira de papel de filtro y después se sumerge la tira en un líquido tal como agua o alcohol, permitiendo que el líquido se mueva hacia arriba sobre el papel mojado, se verá la cromatografía en acción. La mayoría de las tintas contienen en una mezcla de compuestos colorados, al igual que una combinación de colorantes para comida. En la mezcla, los compuestos tienen diferentes grados de atracción por el papel (llamado *fase estacionaria*) y por el líquido (llamado *fase móvil*) que pasa sobre ellos. La cromatografía permite que se separen los diferentes compuestos, de modo que se puedan ver manchas de diferentes colores a diferentes distancias del punto de partida.

La forma más simple de cromatografía descrita arriba se llama *cromatografía de papel*. Sin embargo, en la mayoría de los laboratorios se usa una variante de esta técnica, llamada *cromatografía de capa fina* (TLC, por *thin-layer chromatography*). Como en la cromatografía de papel, en la TLC siempre hay dos fases: una fase móvil y una fase estacionaria. En la TLC, la fase móvil es un líquido tal como agua; la fase estacionaria es una capa fina de un sólido tal como gel de sílice sobre una placa de vidrio. La mezcla a separar se coloca en la parte inferior de la fase estacionaria. A continuación, se permite que la fase móvil se mueva a lo largo de la fase estacionaria. Cada compuesto de la mezcla es atraído por la fase móvil y por la fase estacionaria en diferentes grados que los demás compuestos de la mezcla. Si un compuesto es atraído solo por la fase móvil, se moverá tan rápido como esta. Si un compuesto es atraído solo por la fase estacionaria, no se moverá. En la mayoría de los casos, un compuesto será atraído en parte por la fase móvil y en parte por la fase estacionaria, y se moverá lentamente a lo largo de la fase estacionaria.

La clave de la cromatografía es que cada compuesto acaba moviéndose lentamente a una velocidad ligeramente diferente de los otros compuestos, esto separa cada compuesto de la mezcla. Se pueden identificar los compuestos presentes en una mezcla determinando si se mueven a la misma velocidad que un compuesto conocido. La placa de TLC mostrada en la Figura 1.5 ilustra cómo se pueden identificar cada uno de los componentes de una muestra que contiene drogas y narcóticos ilegales. La TLC también se usa comúnmente para analizar la pureza de las drogas de laboratorio y para determinar los tipos de explosivos usados en ataques terroristas.



Los investigadores someten un agua frecuentemente con mezclas de varios colorantes que producen los colores observados. (Photo Researchers, Inc.)

Figura 1.5 La cromatografía de capa fina separa los compuestos encontrados en drogas ilegales. Muestras de drogas comunes se someten junto con las pruebas. Si aparecen una misma mancha en ambos muestras, se hace una primera identificación. Experimentos posteriores proporcionarán la identificación positiva. (Jana DCI Crime Lab)

Los resúmenes al final del capítulo, en formato viñeta, ayudan a los estudiantes a repasar los principales conceptos introducidos en cada capítulo. Una lista de Palabras clave, ordenadas secuencialmente, acompaña al resumen.

Continuando la investigación, al final del capítulo, ofrece referencias para investigar más.

Las cuestiones y los problemas al final del capítulo incluyen ejercicios emparejados en los que cada cuestión o problema numerado impar se sigue de un ejercicio numerado par del mismo tipo. Los problemas de química forense proporcionan a los estudiantes la ocasión de aplicar los conceptos de química básica a los problemas de una investigación criminal. Los problemas de casos en estudio tratan de otros delitos y situaciones relacionados con el contenido del capítulo, y muestran a los estudiantes cómo investigar conceptos químicos que se presentan en los casos legales.

Los números entre paréntesis al final de un ejercicio lo relacionan con una sección específica del capítulo. Otras denominaciones son “PC” para problemas de comprensión que requieren una síntesis completa o análisis de la información, “CE” para ejercicios relacionados con el caso en estudio del capítulo, y “AP” para los problemas relacionados con la sección de análisis de las pruebas.

Al final del libro se encuentran las respuestas a los ejercicios impares. (Para una mejor referencia, los números de los ejercicios impares del final del capítulo se indican en azul.) El *Manual de soluciones para los estudiantes* ofrece resoluciones paso a paso a los problemas impares.

Medios/Suplementos

El sitio web de la editorial de la edición original en inglés, www.whfreeman.com/johll, incluye:

- **Perfiles del capítulo** para destacar los conceptos clave y los temas de cada capítulo.
- **Autoexámenes** para ayudar a los estudiantes a estudiar, repasar y preparar los exámenes. Los profesores pueden acceder a los resultados a través de una base de datos *online*, o pueden recibir los resultados vía correo electrónico directamente en su dirección.
- **Animaciones/Videos**

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

Baumann, E., O'Brien, J. *Murder Next Door: How Police Tracked Down 18 Brutal Killers*. Chicago: Bonus Books, 1991.

Dick, A.C. *Sherlock Holmes: The Complete Novels and Stories*, vol. 1. New York: Random House, 2003.

Leibach, A.H. *Reputed Mobster: Guide to Six Narcotics Murders, Death Penalty Double Under Federal Law*. New York: New York Times, June 26, 1992, p. B3.

Missouri State Highway Patrol Forensic Laboratory. *Forensic Evidence Handbook*. Jefferson City: Missouri State Highway Patrol, 2003.

Murray, R.C., Todrow, J.C.S. *Forensic Geology*. Englewood Cliffs: Prentice Hall, 1998.

Para más información sobre las propiedades del vidrio y la cerámica: www.criminallab.com/tech.html

- **Enlaces web** para proporcionar recursos que estén relacionados con los conceptos presentados en el texto.
- **Química en acción**, videoclips comerciales, cortesía de *Films for the Humanities and Sciences*, para describir cómo se utiliza la química en la vida cotidiana.
- **Fichas**, o palabras clave y definiciones del libro, creados en un formato de fichas interactivas.
- **Tabla periódica interactiva**.
- **Tutorías de aprendizaje**, basadas en escenas de delitos, para iniciar a los estudiantes a pensar sobre la ciencia forense presentada en este curso de química para artes liberales.

Otros suplementos, también disponibles en su versión original en inglés, son:

Banco de pruebas, 0-7167-7483-6 (impreso) o 0-7167-7482-8 (computarizado), por Mark Benvenuto, Universidad de Detroit-Mercy. El banco de pruebas contiene 100 preguntas de respuesta corta y de diversos temas para cada capítulo. El CD-ROM de fácil uso incluye versiones Windows y Mac en un único disco, en un formato que permite a los profesores añadir, editar y resecuenciar preguntas para adaptarlas a sus necesidades.

Recurso de profesores motivados CD-ROM, 0-7167-7481-X

Para ayudar a elaborar presentaciones de clases, sitios web y otros recursos, los profesores pueden usar este CD-ROM para buscar y exportar todos los siguientes recursos por palabras clave o por capítulos:

- Todas las imágenes del texto
- Animaciones, vídeos, fichas y más
- Archivos de PowerPoint (diapositivas de lectura)
- Archivos de bancos de pruebas

Transparencias principales, 0-7167-7484-4

Incluyen ilustraciones clave, gráficos y tablas del texto.

Manual de laboratorio de Química e Investigación Criminal, 0-7167-7485-2, por David Collins, Universidad del Estado de Colorado.

Escrito específicamente para acompañar el libro *Química e investigación criminal* de Johll, este manual contiene una gran variedad de experimentos innovadores que cubren los temas básicos de la introducción a la química y a la ciencia forense. Las instrucciones detalladas permiten a los estudiantes anotar sus observaciones y sacar conclusiones mientras refuerzan los conceptos clave del texto.

Manual de soluciones para estudiantes, 0-7167-7486-0, por Jason Powell, FERUM College

Este manual contiene soluciones paso a paso y explicaciones para las cuestiones y los problemas impares que aparecen al final de cada capítulo. Se ha diseñado para ayudar a los estudiantes a entender mejor el material y evitar los errores comunes.

Agradecimientos

Ante todo, quisiera dar las gracias a mi esposa, Sally, por su ánimo, apoyo y comprensión durante los últimos años. No podría haber escrito este libro sin ella. Gracias también a mis hijos, Benjamin y Alex, por sacarme de mi ordena-

dor y de mi orden de prioridades. También me gustaría dar las gracias a mis padres, Greg y Barb, por hacer de sus hijos la atención y la prioridad de sus vidas. Nuestros éxitos colectivos tienen su origen en la formación que nos distéis. Mi agradecimiento también a Diane, Deb, Marty y Mike, por toda la ayuda, consejos y estímulo que un hermano puede necesitar. Sally y yo siempre estaremos agradecidos por la ayuda que nos han prestado a lo largo de los años.

Finalmente, me gustaría dar las gracias al equipo editorial, de marketing y de producción de W.H. Freeman and Company Publishers, por sus esfuerzos por hacer realidad este libro de texto único: Craig Bleyer, Editor; Clancy Marshall, Editor Ejecutivo de Adquisiciones; Donald Gecewicz, Editor de Desarrollo Externo; Mary Ann Ryan, Asistente de Editor de Desarrollo; Kirsten Watrud, Director de Desarrollo de Mercado; Anthony Palmiotto, Director de Marketing; Torie Anderson, Editor de los Medios de Comunicación; Amy Thorne, Editora Asociada; Carrie Wright, Asistente de Editor; Diana Blume, Directora de Diseño; Vivien Weiss, Editora de Proyectos; Patricia Marx, Editora de Fotografía; Julia DeRosa, Directora de Producción; y el resto del equipo de Freeman.

Agradezco su colaboración a los siguientes profesores que revisaron el manuscrito e hicieron sugerencias útiles para mejorarlos:

| | |
|--|---|
| DeeDee A. Allen, <i>Shaw University</i> | Maria A. Dean, <i>Coe College</i> |
| Georgia Arbuckle, <i>Rutgers University</i> | Michael De Rosa, <i>Pennsylvania State University-Delaware County</i> |
| Bruce Baldwin, <i>Spring Arbor College</i> | Cielito DeRamos King, <i>Bridgewater State College</i> |
| Theodore C. Baldwin, <i>Olympic College</i> | Joyce Easter, <i>Virginia Wesleyan College</i> |
| Harshavardhan Bapat, <i>University of Illinois-Springfield</i> | Bret Findley, <i>Saint Michael's College</i> |
| John Barbaro, <i>Rocky Mountain College</i> | Barbara E. Flowers, <i>Seton Hill University</i> |
| Holly D. Bendorf, <i>Lycoming College</i> | G. Craig Flowers, <i>Bluefield College</i> |
| Mark Benvenuto, <i>University of Detroit-Mercy</i> | Allison Flynn, <i>Mesa State College</i> |
| Carol A. Bessel, <i>Villanova University</i> | Donna Friedman, <i>St. Louis Community College</i> |
| Lea Blau, <i>Yeshiva University</i> | Allan A. Gahr, <i>Gordon College</i> |
| David L. Boatright, <i>University of West Georgia</i> | Carolyn Gerdes, <i>Georgian Court College</i> |
| Henry C. Brenner, <i>New York University</i> | Luther D. Giddings, <i>Salt Lake Community College</i> |
| Justin Briggie, <i>East Texas Baptist University</i> | Emma W. Goldman, <i>University of Richmond</i> |
| Patricia Brletic, <i>Washington and Jefferson College</i> | Albert Gotch, <i>Mount Union College</i> |
| Aaron Brown, <i>Los Angeles City College</i> | Cliff Gottlieb, <i>Shasta College</i> |
| Sherry Brown, <i>York College of Pennsylvania</i> | Sapna Gupta, <i>Park University</i> |
| Heather A. Bullen, <i>Northern Kentucky University</i> | Christopher Hamaker, <i>Illinois State University</i> |
| Bruce Burnham, <i>Rider University</i> | Pete R. Hauck, <i>Stetson University</i> |
| Andrew Burns, <i>Kent State University</i> | Eric Helms, <i>SUNY Geneseo</i> |
| Francis Burns, <i>Grand Valley State University</i> | Carl E. Heltzel, <i>Transylvania University</i> |
| Annina Carter, <i>Adirondack Community College</i> | Fred Hilgeman, <i>Southwestern University</i> |
| Ralph G. Christensen, <i>North Central Michigan College</i> | Deborah Hokien, <i>Marywood University</i> |
| David C. Collins, <i>Colorado State University-Pueblo</i> | Philip Hunter, <i>Tacoma Community College</i> |
| Jeannie T. B. Collins, <i>University of Southern Indiana</i> | Mark Jackson, <i>Florida Atlantic University</i> |
| Charles Cornett, <i>University of Wisconsin-Platteville</i> | Bret J. S. Johnson, <i>College of St. Scholastica</i> |
| Dagmar Cronn, <i>Oakland University</i> | Carol Jones, <i>Central Connecticut State University</i> |
| Lauren G. Cross, <i>Wor-Wic Community College</i> | Booker Juma, <i>Fayetteville State University</i> |
| Mark S. Cubberley, <i>Alma College</i> | Sandor Kadar, <i>Salve Regina University</i> |
| Dwane Davis, <i>Forsyth Technical Community College</i> | Laya Kesner, <i>University of Utah</i> |

Margaret G. Kimble, *Purdue University at Fort Wayne*
 James L. Klino, *SUNY Cobleskill College*
 Dennis Kraichely, *Cabrini College*
 Bette Kreuz, *Michigan State University*
 Peter Krieger, *Palm Beach Community College*
 Anthony F. Lagalante, *Villanova University*
 Richard Langley, *Stephen F. Austin State University*
 Anna Larsen, *Ithaca College*
 Joseph Laurino, *University of Tampa*
 William T. Lavell, *Camden County College*
 Doris Lewis, *Suffolk University*
 George A. Lorzeno, *Eastern University*
 Gary Lyon, *Governors State University*
 Vicki MacMurdo, *Anoka-Ramsey Community College*
 Marcy Marino, *Niagara University*
 Ronald C. Marks, *North Greenville College*
 Scott Mason, *Mount Union College*
 Lawrence J. Mavis, *St. Clair County Community College*
 Provi M. Mayo, *South Dakota State University*
 Garrett McGowan, *Alfred University*
 Roger McLaughlin, *Brock University*
 Kathleen McNamara, *San Diego State University*
 Nancy J. Mullins, *Florida Community College at Jacksonville*
 Tom Munson, *Concordia University*
 Andrew Napper, *Shawnee State University*
 Mary Bethé Neely, *University of Colorado—Colorado Springs*
 Karen Nordell, *Lawrence University*
 Jung Oh, *Kansas State University*
 MaryKay Orgill, *University of Nevada, Las Vegas*
 Maria Pacheco, *Buffalo State College*
 Shallee T. Page, *University of Maine*
 Kim L. Pamplin, *Abilene Christian University*
 John Parks, *Thompson Rivers University*
 Gita Perkins, *Estrella Mountain Community College*
 Lon A. Porter, Jr., *Wabash College*

Jason D. Powell, *Ferrum College*
 Walda Powell, *Meredith College*
 Lawrence Quarino, *Cedar Crest College*
 Douglas Raynie, *South Dakota State University*
 Darryl K. Reach, *University of Arkansas at Little Rock*
 Mike Rennekamp, *Columbus State Community College*
 Shashi Rishi, *Greenville Technical College*
 Kresimir Rupnick, *Louisiana State University, Baton Rouge*
 Sue Salem, *Washburn University*
 Nicholas Schlotter, *Hamline University*
 James Schreck, *University of Northern Colorado*
 Bradley Sieve, *Northern Kentucky University*
 Samuella B. Sigmann, *Appalachian State University*
 Mary Sisak, *Slippery Rock University of Pennsylvania*
 Charles A. Smith, *Our Lady of the Lake University*
 Sharon Sowa, *Indiana University—Purdue*
 Charlie Stinson, Jr., *Talladega College*
 Paris Svoronos, *Queensborough Community College*
 Soraya Svoronos, *Queensborough Community College*
 E. Shane Talbott, *Somerset Community College*
 Ronald Thompson, *Daley College of Chicago*
 Cynthia Tidwell, *University of Montevallo*
 Bruce Toder, *University of Rochester*
 John Toedt, *Eastern Connecticut State University*
 Michael van Aelstyn, *Sam Houston State University*
 John B. Vincent, *University of Alabama*
 Keith Vitense, *Cameron University*
 Maria Vogt, *Bloomfield College*
 Linda Waldman, *Cerritos College*
 Kenneth Weed, *Oral Roberts University*
 Thomas J. Wiese, *Fort Hays State University*
 Patrice E. Williams-Gordon, *Northern Caribbean University*
 Elva Wohlers, *Bentley College*
 Catherine Woytowicz, *George Washington University*
 Jim Zubricky, *Bowling Green State University*

También me gustaría dar las gracias a los siguientes profesores y sus estudiantes por las clases de prueba de *Química e investigación criminal. Una perspectiva de la ciencia forense*:

Bruce Burnham, *Rider University*
 Andrew Craft, *University of Hartford*
 Mark S. Cubberley, *Alma College*
 Guillermo Muhlmann, *Capital Community College*
 Maria Pacheco, *SUNY Buffalo*
 Ann Paterson, *Williams Baptist College*
 Sally Welch, *Marygrove College*

Me gustaría dedicar este libro a las siguientes personas que fueron más que mis profesores, pues se convirtieron en asesores, mentores y modelos a seguir. Cada uno de ellos me dio las herramientas para tener éxito y con ello retarme a mí mismo a hacerlo mejor. Lo sepan o no, todos han tenido un efecto en mi vida y me han cambiado para mejor. Siempre les estaré agradecido.

Alice Manning
Dennis Pratt
Ron Schultz
Jerry Sherwin
Coach Hahn
Minda Fortney
Hal Fenrick
Bob Hansen
Jim Hamilton
Dennis Johnson

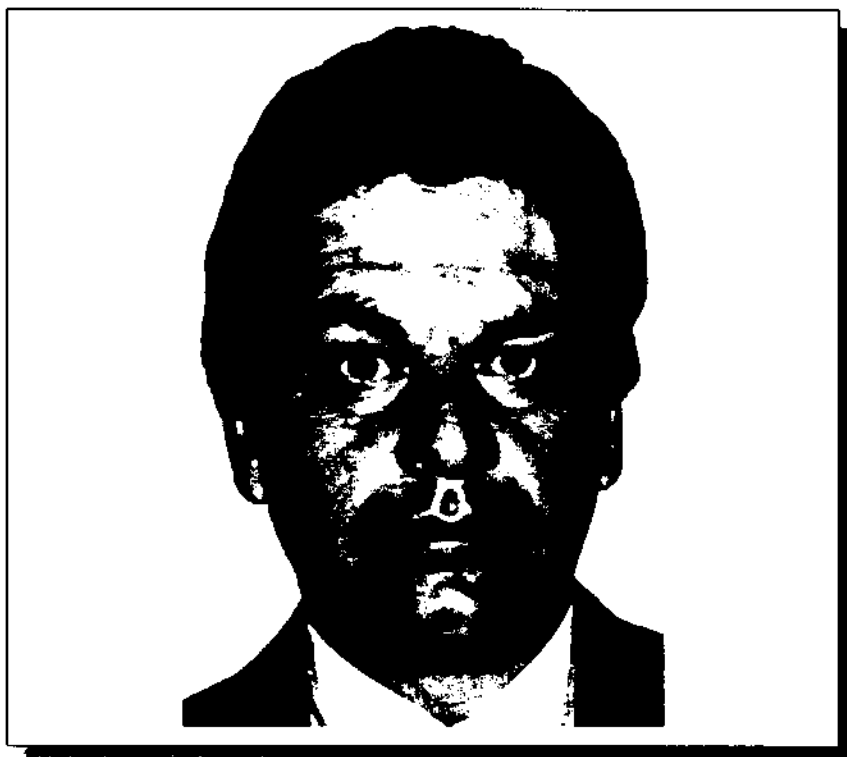
CAPÍTULO 1

Introducción a la química forense

CASO EN ESTUDIO:

¿De qué parte están?

- 1.1 Salutación de bienvenida
- 1.2 La química, el crimen y la sociedad global
- 1.3 Pruebas físicas: la materia y sus formas
- 1.4 La tabla periódica
Análisis de las pruebas:
Cromatografía de capa fina
- 1.5 Aprender el lenguaje de la química
- 1.6 La habilidad más importante de un científico forense: la observación
- 1.7 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
¿De qué parte están?



Enrique "Kiki" Camarena (1948-1985), agente de la DEA de Estados Unidos (AP Photo)



CASO EN ESTUDIO: ¿De qué parte están?

El 7 de febrero de 1985, un agente de la *Drug Enforcement Administration* (DEA) de Estados Unidos, Enrique "Kiki" Camarena, fue secuestrado a plena luz del día en una calle de Guadalajara, México. Los testigos vieron varios asaltantes introduciéndolo a la fuerza en un coche y proporcionaron las descripciones a la policía. Camarena tenía habilidad para introducir informadores en la mayoría de las operaciones ilegales de droga, y había estado impidiendo los

negocios de varios traficantes de drogas muy importantes. Desafortunadamente para Camarena, su éxito hizo que fuera un objetivo para ellos. Su desaparición se confirmó más adelante como parte de una campaña de los traficantes contra los supuestos agentes de la DEA.

La respuesta inmediata del gobierno de Estados Unidos fue presionar fuertemente a sus homólogos mejicanos para encontrar a Camarena. La intensidad de la presión extrañó a los oficiales mejicanos porque antes de Camarena habían desaparecido seis supuestos agentes de la DEA en Guadalajara, y el gobierno de Estados Unidos no había hecho tales demandas inflexibles. Además, la desaparición de agentes mejicanos no era rara. Lo que el gobierno mejicano no sabía es que Camarena era realmente un agente de la DEA. Los otros americanos habían sido capturados equivocadamente y asesinados por los traficantes de drogas.

La presión de la Casa Blanca, del Departamento del Estado y de la DEA continuó aumentando hasta el 5 de marzo de 1985, cuando los oficiales mejicanos recuperaron dos cuerpos tras una redada policial en una operación antidroga a pequeña escala contra la familia Bravo, en Michoacán. Los cuerpos eran el de Enrique Camarena y el de un piloto empleado con frecuencia por la DEA. Debido a la localización de los cuerpos, parecía que la familia Bravo había asesinado a Camarena y al piloto. Sin embargo, la redada policial había matado a todos los miembros de la familia Bravo, dejando sin testigos para interrogar sobre la muerte de Kiki Camarena. Inmediatamente, el gobierno mejicano envió un mensaje a Washington sobre la recuperación de los cuerpos, y los medios de difusión periodística se presentaron en el lugar, difundiendo fotos del rancho donde se habían recuperado los cuerpos.

Ron Rawalt había desarrollado su carrera como geólogo forense del FBI, haciendo observaciones y extrayendo conclusiones mediante la comparación de especímenes minerales y asociándolos unos con otros o a un sitio específico. Cuando vio las imágenes del rancho Bravo y de los dos cuerpos recuperados difundidas en la televisión y los periódicos, sospechó inmediatamente que algo no concordaba en la historia explicada por el gobierno mejicano. De hecho, sospechó un encubrimiento. El agente Rawalt habló con los funcionarios de la embajada en México Ciudad para pedir dos muestras de tierra, una de la pegada al cuerpo de Enrique Camarena y otra del rancho Bravo.

Cuando el Departamento de Estado preguntó al agente Rawalt por qué hacía una petición tan extraña, él les informó que realmente era bastante sencillo . . .

1.1 | Salutación de bienvenida

Bienvenido a *Química e investigación criminal: Una Perspectiva de la Ciencia Forense*. Este libro es un proyecto novedoso para enseñar química desde el punto de vista de la ciencia forense. La palabra *forense* viene del latín *forensis*, que

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo se puede utilizar la ciencia forense para estudiar química.

significa “del foro”. El foro romano era el lugar donde se llevaban a cabo los debates públicos y los juicios. Hoy día la ciencia forense trata la aplicación de la ciencia a materias legales y, en particular, a resolver crímenes. La química desempeña un papel vital en la ciencia forense, y el objetivo de este libro es enseñar química mostrando de qué manera se utiliza para resolver crímenes.

Uno puede asombrarse de cómo se puede aprender química básica estudiando ciencia forense. La ciencia forense es un campo interdisciplinario que creció por la necesidad de aplicar el conocimiento de múltiples ciencias –la biología, la geología, la física, la psicología y especialmente la química– para analizar las pruebas obtenidas en la escena del crimen. El enfoque principal de los laboratorios criminalísticos de ciencia forense moderna es la química de las pruebas, y los mismos principios y leyes que se enseñan en un curso de química tradicional se aplican a las pruebas. El lugar esencial que la química tiene en la ciencia forense permite recurrir a muchos casos interesantes y ejemplos para introducir los principios químicos. Esperamos que resulte atractivo e interesante este acercamiento multidisciplinario a la enseñanza de la química.

1.2 La química, el crimen y la sociedad global

Objetivo de aprendizaje

Comprender el papel global de la ciencia forense.

Cuando se habla de temas de ciencia forense y laboratorios criminalísticos, la gente tiende a pensar en términos locales: una persona comete un crimen contra otra dentro de una jurisdicción dada, y se reúnen y analizan las pruebas de la escena. Sin embargo, el crimen puede tener unas dimensiones mucho más amplias, llegando a ser a menudo de alcance nacional o internacional. Considérese el peligro siempre presente del terrorismo. Tradicionalmente los terroristas usan explosivos para infligir daño en los objetivos. El riesgo de la adición a tales explosivos de residuos radiactivos de centrales nucleares con mala seguridad es un peligro incluso mayor y es una fuente de preocupación mundial. La caza ilegal, la captura y la exportación de especies en vías de extinción para su uso en ropa, remedios tradicionales para la salud y joyería, puede conducir hacia la extinción de especies enteras. La ciencia forense se aplica para resolver un crimen a todos los niveles, desde hurtos en un almacén convencional local hasta la desaparición de material radiactivo de una planta nuclear situada a miles de millas.



Los osos se cazan ilegalmente en todo el mundo por sus vesículas biliares, que se usan en medicinas tradicionales asiáticas y se venden de manera ilegal. (Sayapin Vladimir/ITAR-TASS/Corbis)

La ciencia forense no es simplemente un camino para la determinación de lo que ocurrió en la escena de un crimen. Es un camino para pensar y enfocar un problema de una manera científica que al final proporcionará una explicación científica sólida de los acontecimientos ocurridos. Esperamos que al final de este curso el lector conozca más sobre la química y la ciencia forense, y su importancia para resolver crímenes en la sociedad global.

1.3 | Pruebas físicas: la materia y sus formas

Dondequiera que camine, dondequiera que toque, dondequiera que vaya –incluso inconscientemente– servirá como testigo silencioso contra él. No sólo sus huellas dactilares y sus huellas de pisadas, sino también su pelo, las fibras de su ropa, el cristal que rompa, la marca de una herramienta que deje, la pintura que arañe, la sangre o el semen que deposite o recoja –todo esto y más son testigos mudos contra él. Éstas son las pruebas que no hay que olvidar. No se confunda por la excitación del momento. No hay ausencia porque hay testigos humanos. Es una prueba efectiva. Las pruebas físicas no pueden ser incorrectas; no pueden perjurar por sí mismas; no pueden estar totalmente ausentes. Sólo en su interpretación puede haber un error. Sólo el fallo humano al encontrarlas, estudiarlas y entenderlas puede disminuir su valor.

—Paul L. Kirk, *Crime Investigation*

Cuando los investigadores llegan a la escena del crimen, la zona normalmente se habrá asegurado contra la contaminación por los primeros oficiales policiales que llegaron. El lugar tendrá pruebas de la presencia física del criminal, y algunas pruebas de la escena se las habrá llevado el criminal. La prueba puede consistir en fibras de alfombra, pelo de un animal doméstico, sangre o residuos de un disparo. Todas estas pruebas son una forma de materia. En términos amplios, la **materia** es el material físico del universo. El análisis de las pruebas requiere una comprensión de las propiedades de la materia y los estados en que puede existir.

**Objetivo de aprendizaje**

Describir los tres estados de la materia y distinguir los elementos de los compuestos.



Cordón policial de la escena de un crimen para preservarla. (Reuters/Corbis)

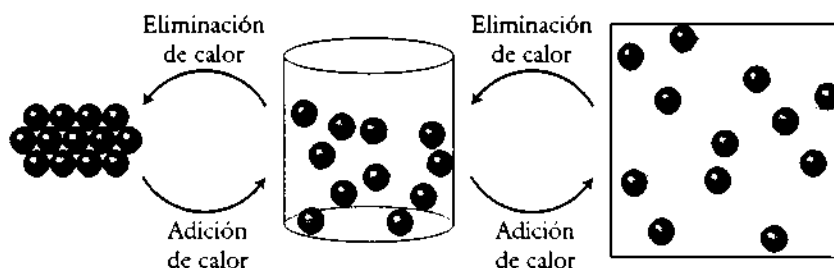


Figura 1.1 Los estados físicos de la materia son sólido, líquido y gas. La adición o eliminación de energía cambia la materia de un estado a otro. El volumen, la forma y la compresibilidad de la materia dependen del estado físico.

Estados de la materia

Los tres estados principales de la materia son el estado sólido, el estado líquido y el estado gaseoso, como se muestra en la Figura 1.1. Un **sólido** se caracteriza por una distribución ordenada de las partículas que lo componen. Las partículas –que pueden ser átomos, moléculas o iones– están bastante próximas y se mantienen juntas por fuerzas que las sitúan en posiciones fijas. Debido a esto, los sólidos no fluyen como lo hacen los líquidos y los gases. Los sólidos son muy difíciles de comprimir porque las partículas que los componen están ya bastante empaquetadas. El volumen y la forma de un sólido son constantes debido a la posición fija de sus partículas y su incapacidad de fluir. Cuando se calienta un sólido, las partículas ganan energía y el sólido se convierte en líquido.

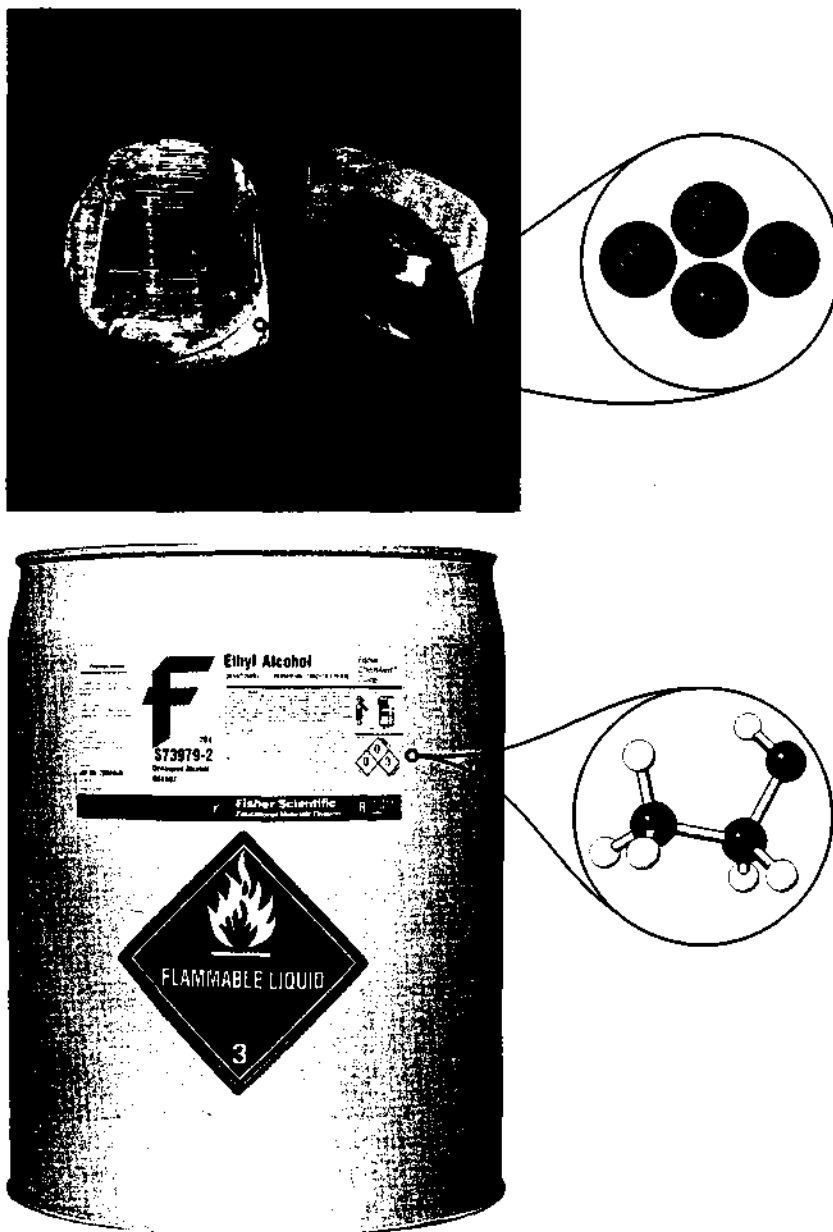
Los **líquidos** se caracterizan por tener sus partículas más separadas que los sólidos, pero aún están bastante cerca unas de otras. La mayor distancia entre las partículas en un líquido permite que se muevan libremente, una propiedad que se pone de manifiesto en la capacidad de fluir de los líquidos. Los líquidos no se pueden comprimir fácilmente porque las partículas permanecen en contacto incluso cuando se mueven. El volumen de un líquido es constante, pero debido a que el líquido puede fluir, su forma cambia para adaptarse al recipiente que lo contiene. Si se enfría un líquido se formará un sólido, pero si se añade calor se formará un gas.

Los **gases** se caracterizan por tener distancias muy grandes entre sus partículas, que se mueven a grandes velocidades –¡a unos 300 metros por segundo! Los gases se pueden comprimir debido a las grandes distancias entre las partículas, y los gases fluyen fácilmente porque las partículas están en movimiento continuo. Los gases llenarán siempre el volumen y tomarán la forma del recipiente en que estén contenidos.

Sustancias puras – Elementos y compuestos

La prueba recogida en la escena de un crimen puede ser tanto una sustancia pura como una mezcla. Una **sustancia pura** es cualquier forma de materia que tiene una composición uniforme y no se puede separar en más de un componente por métodos físicos tales como la filtración o la evaporación.

Los elementos y los compuestos son dos subclases de sustancias puras. Un **elemento** es la forma más simple de una sustancia pura. La unidad más pequeña de un elemento que conserva todas las propiedades de ese elemento se denomina átomo. Cada elemento tiene átomos únicos que son diferentes a los átomos de cualquier otro elemento. Un ejemplo común de un elemento es el aluminio, como el que se encuentra en el papel de aluminio. Un ejemplo me-



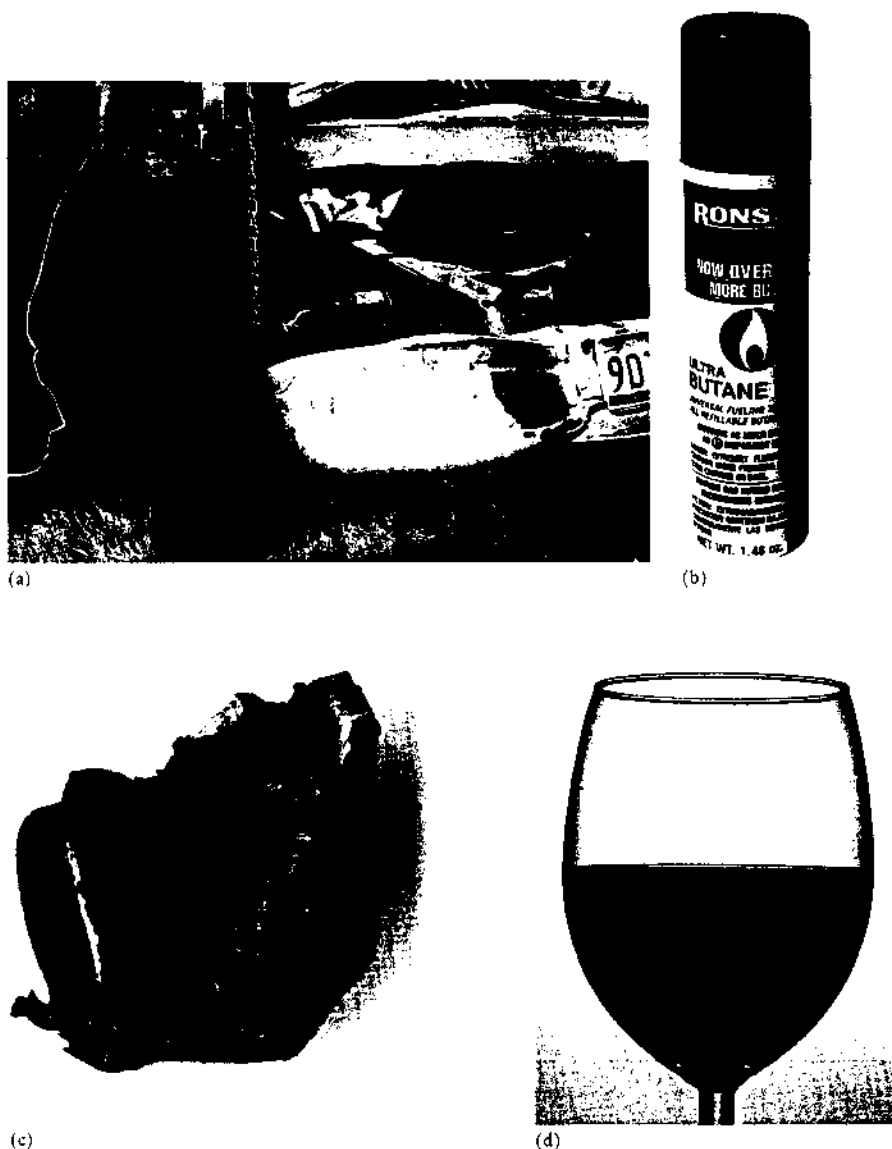
Las sustancias puras se pueden encontrar como elementos puros (tales como sodio, arriba) o como compuestos puros (tales como etanol, abajo). (Foto superior: Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.; foto inferior: Tom Schultz.)

nos familiar es el sodio, que frecuentemente se encuentra en laboratorios clandestinos de drogas que fabrican metanfetamina. El sodio es muy peligroso porque reacciona violentamente con el agua —incluso con el vapor de agua del aire— y se debe almacenar bajo una capa de aceite para evitar que reaccione. El oro es un elemento conocido desde la antigüedad y se ha valorado por su uso en joyería y monedas, desde la antigüedad hasta hoy día. Nuestra fascinación por el oro se refleja en las películas de Hollywood, pues casi todos los años se rueda alguna sobre el robo de grandes cantidades del metal precioso.

Es raro encontrar sustancias en su forma elemental en la escena de un crimen o en cualquier sitio porque la mayoría de los elementos reaccionan con

Figura 1.2 Mezclas homogéneas encontradas comúnmente en la escena de un delito. (a) El acero del parachoques de un camión es una aleación de hierro, carbono y pequeñas trazas de otros elementos. (b) Un fluido para encendedores es una mezcla de varios compuestos inflamables, tales como el butano, el isobutano y el propano. (c) Las balas de plomo contienen trazas de impurezas tales como el bismuto y el antimonio. (d) El vino es una mezcla compleja que contiene muchos compuestos; los mayoritarios son el agua, el etanol, el azúcar y moléculas coloreadas llamadas taninos, que dan el color al vino.

(a: istockphoto; b: Elyse Rieder; c: Catherine dée Auvil/istockphoto; d: Medioimages/Getty.)



otras sustancias para formar **compuestos**, la segunda clase de sustancias puras. Un compuesto es una sustancia formada por dos o más elementos enlazados químicamente. Hay dos grandes clases de compuestos: los **compuestos moleculares** y los **compuestos iónicos**. Una **molécula** es la unidad más simple de un compuesto molecular, mientras que una **unidad de fórmula** es la unidad más simple de un compuesto iónico. Las propiedades de los compuestos moleculares y de los compuestos iónicos se comentarán con detalle en capítulos posteriores, pero por ahora es importante saber que los elementos que constituyen cualquier tipo de compuesto no se pueden separar por métodos físicos sino sólo con reacciones químicas.

Ejemplos de compuestos que se recogen frecuentemente en laboratorios clandestinos de drogas son el cloruro de sodio, en el cual el sodio está enlazado al cloro, o el éter etílico, donde el carbono, el hidrógeno y el oxígeno están unidos en una combinación química. Otros compuestos que a veces son importantes en casos criminales son las sustancias venenosas tales como el ar-

sénico y el mercurio. Antiguamente los compuestos de arsénico se usaban como raticidas, y su disponibilidad comercial conducía a una amplia utilización en intentos de asesinato.

Mezclas

Muchas de las pruebas físicas recogidas en la escena de un crimen están en forma de mezcla. Una *mezcla* son dos o más sustancias puras que se combinan físicamente, pero que no están enlazadas químicamente. Las mezclas tienen también dos subclases. En una *mezcla homogénea* las sustancias que la componen se distribuyen tan uniformemente que una muestra de cualquier parte de la mezcla será químicamente idéntica a otra muestra de otra parte de la mezcla. Un ejemplo común de una mezcla homogénea es una disolución de azúcar en agua. El medicamento *Rohypnol* ha demostrado ser especialmente peligroso porque se puede disolver en la bebida de una persona formando una disolución homogénea sin dejar ninguna prueba visual que indique que la bebida ha sido alterada. El fabricante ha cambiado recientemente la formulación del *Rohypnol*, un sedante; ahora es una tableta que se disuelve lentamente y libera un colorante azul para ayudar a prevenir el mal uso del fármaco.

La Figura 1.2 muestra varios ejemplos más de disoluciones homogéneas que se encuentran comúnmente en escenas de delitos. Obsérvese que los sólidos pueden ser mezclas homogéneas; las aleaciones son mezclas de varios elementos metálicos. En el caso de un accidente con fuga, las trazas de los componentes de una aleación de un parachoques de un camión se pueden usar para incluir o excluir vehículos sospechosos.

Los gases pueden formar mezclas homogéneas, siendo el ejemplo más común el aire que respiramos. El aire es una mezcla homogénea de un 78% de nitrógeno, un 21% de oxígeno y un 1% de dióxido de carbono, helio, argón y algunos pocos gases.

En una *mezcla heterogénea* la composición varía de una parte de la muestra a otra. Por ejemplo, aunque la cocaína es una sustancia pura con la fórmula $C_{17}H_{21}NO_4$, las muestras de cocaína que se venden en los mercados ilegales de drogas son, de hecho, mezclas heterogéneas. Las muestras normalmente contienen impurezas de la extracción y el procesamiento de la cocaína obtenida de las hojas de la planta de coca. A veces las impurezas de la cocaína se analizan y se identifican sus componentes para determinar si dos muestras pueden proceder de la misma fuente. También es común que los traficantes de droga, para obtener mayores beneficios, mezclen la cocaína con otros compuestos que actúan como relleno para aumentar el tamaño de la muestra. Los químicos forenses de drogas han encontrado muchas clases de compuestos usados como relleno: azúcar, almidón, bicarbonato de sodio, talco en polvo e incluso ¡el polvo de desayuno *Tang*®!

Se debe tener mucho cuidado al recoger una muestra de una mezcla heterogénea debido a la variación de la muestra. Si se toma una muestra muy pequeña, pueden no estar incluidos todos los componentes de la mezcla. En la Figura 1.3 pueden verse varios ejemplos de mezclas heterogéneas encontradas en escenas de delitos.

Las mezclas se pueden separar en sus componentes por medios físicos tales como la evaporación y el filtrado. Por ejemplo, si se quiere separar agua salada en sal y agua, simplemente se hierve el agua, se recoge el vapor y a continuación se condensa a agua líquida mediante enfriamiento en un recipiente aparte. En este caso se usa la evaporación porque la sal sólida, que está disuelta en el agua, no se altera por la temperatura del agua en ebullición.

En la Figura 1.4 se puede encontrar un resumen de las muchas formas de la materia.



La cocaína se extrae de las hojas de la planta de coca. (Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)



La cocaína se diluye con impurezas -rellenos- para aumentar el margen de beneficio de los traficantes de droga. (Getty Images)

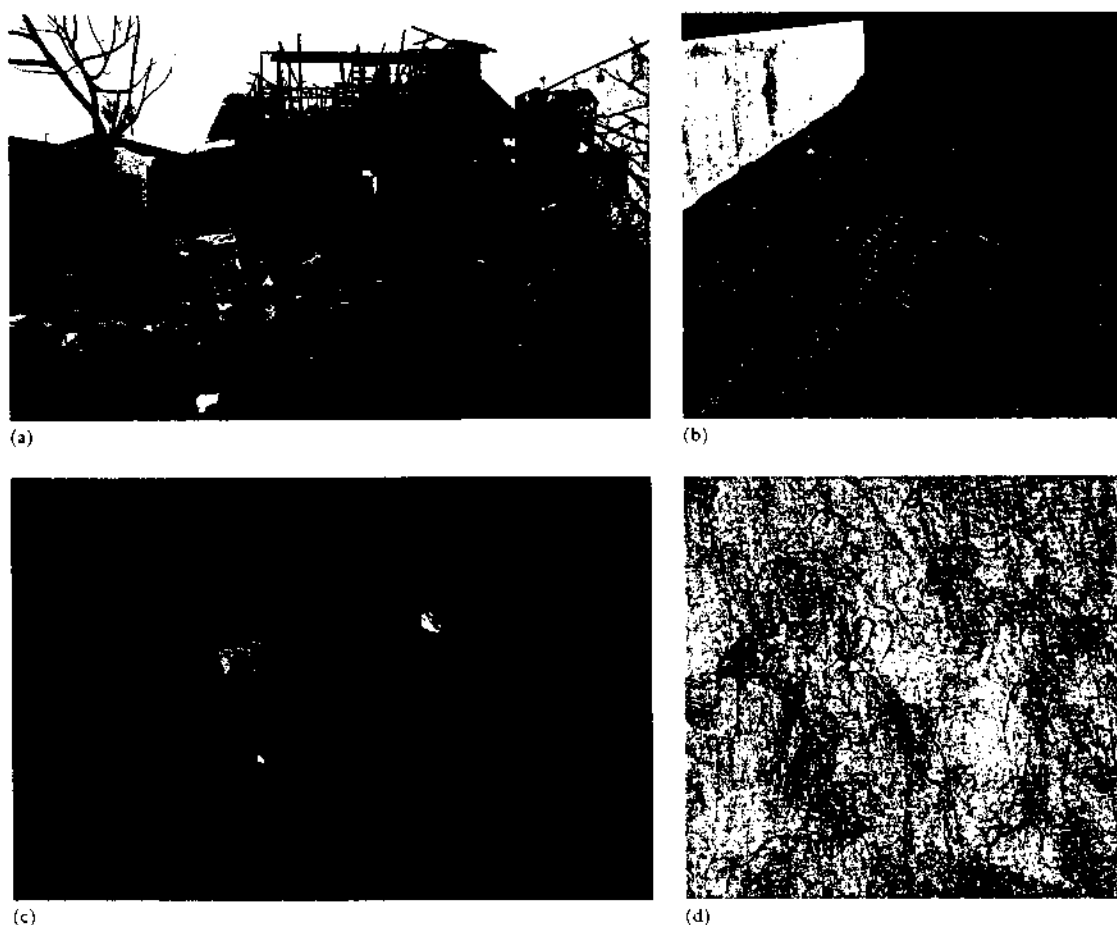


Figura 1.3 Mezclas heterogéneas de escenas de delitos. (a) Los restos de un fuego provocado contienen moqueta parcialmente quemada, madera, plástico y otros materiales de construcción. (b) El suelo contiene guijarros, arena, cieno y arcilla de diferentes minerales y materia vegetal degradada. (c) Las pruebas recogidas de aguas naturales contendrán microorganismos, cieno, algas e invertebrados acuáticos. (d) Diversas fibras, pelos y polvo recogidos en un coche sospechoso. (a: Steve Crise/Corbis; b: Getty Images; c: Jim Vecchi/Corbis; d: M. Angelo/Corbis.)

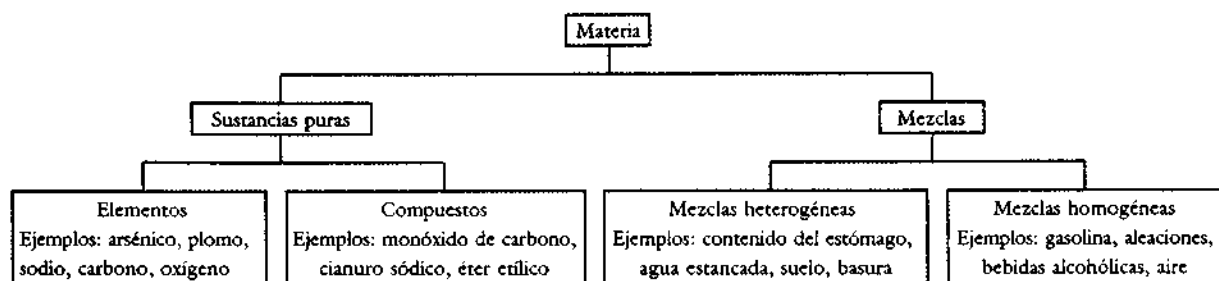
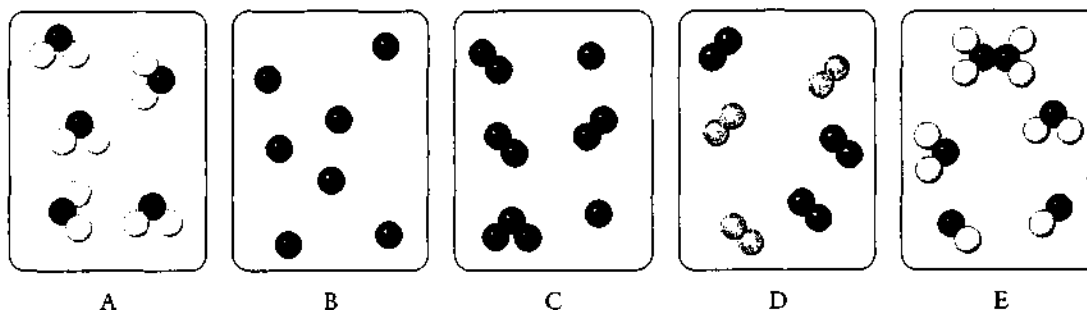


Figura 1.4 Toda la materia, el material físico del universo, se puede clasificar como una sustancia pura o como una mezcla. Si se encuentra como sustancia pura, debe estar en forma de elemento puro o compuesto puro. Si se encuentra como mezcla, será una mezcla heterogénea con diferente composición química en su conjunto o una mezcla homogénea químicamente uniforme.

Ejemplo resuelto 1

Decir de cada uno de los contenedores de abajo si es una sustancia pura o una mezcla.

**SOLUCIÓN**

A: sustancia pura; B: sustancia pura; C: mezcla; D: mezcla;
E: mezcla.

Práctica 1.1

Decir de cada contenedor del Ejemplo resuelto 1 si contiene elementos, compuestos o ambos.

RESPUESTA

A: compuestos; B: elementos; C: ambos; D: compuestos;
E: compuestos.

1.4 La tabla periódica

Una de las herramientas más ampliamente utilizadas en la ciencia es la tabla periódica, que puede encontrarse en el interior de las cubiertas de casi todos los libros de texto de química (incluyendo éste) y en las paredes de los laboratorios y las clases de ciencias de todo el mundo. La **tabla periódica** muestra todos los elementos químicos conocidos, dispuestos con un patrón específico. La importancia de la tabla periódica reside en el hecho de que pone en nuestras manos una gran cantidad de información. Por ejemplo, nos permite predecir reacciones químicas, las fórmulas de muchos compuestos, los tamaños relativos de átomos y moléculas, las formas de las moléculas y si los compuestos se disolverán en agua o en aceite.

La tabla periódica es tan crucial para los científicos que una organización internacional, la *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC), mantiene y pone al día cualquier cambio o adición en la tabla periódica. Aunque los científicos descubrieron hace tiempo todos los elementos naturales, ahora crean nuevos elementos que necesitan caracterizarse y nominarse.

El desarrollo de la tabla periódica

Uno de los mejores ejemplos para ilustrar el poder de la tabla periódica es la historia de su creación, en 1869, por Dmitri Mendeleev, un químico ruso. La necesidad de desarrollar un cierto tipo de esquema organizativo para los

Objetivo de aprendizaje
Examinar el desarrollo de la tabla periódica.

Análisis de las pruebas | Cromatografía de capa fina

Para hacer una mezcla, los componentes se pueden simplemente combinar de forma física, pero separar una mezcla en sus componentes después de haberlos mezclado no siempre es fácil. La separación requiere un conocimiento de las propiedades y el comportamiento de cada componente.

Uno de los principales métodos de separación de mezclas en los laboratorios de ciencia forense se llama **cromatografía**. La cromatografía se desarrolló originalmente a principios de los años 1900 para separar los pigmentos coloreados de las flores. El nombre de cromatografía se traduce literalmente como “escritura del color”, debido a que separa los colores individuales de una mezcla. La cromatografía aprovecha el hecho de que los compuestos diferentes se atraen o repelen por otros compuestos en diferentes grados, y el grado de atracción o repulsión es siempre el mismo para dos compuestos dados. En este libro se hablará de varias formas de cromatografía, ya que es uno de los principales métodos usados para la identificación de drogas, explosivos, narcóticos y fibras.

Si se coloca una gota de tinta o de una mezcla de colorantes para comida en una tira de papel de filtro y después se sumerge la tira en un líquido tal como agua o alcohol, permitiendo que el líquido se mueva hacia arriba sobre el punto manchado, se verá la cromatografía en acción. La mayoría de las tintas consisten en una mezcla de compuestos coloreados, al igual que una

combinación de colorantes para comida. En la mezcla, los compuestos tienen diferentes grados de atracción por el papel (llamado *fase estacionaria*) y por el líquido (llamado *fase móvil*) que pasa sobre ellos. La cromatografía permite que se separen los diferentes compuestos, de modo que se pueden ver manchas de diferentes colores a diferentes distancias del punto de partida.

La forma más simple de cromatografía descrita arriba se llama *cromatografía de papel*. Sin embargo, en la mayoría de los laboratorios se usa una variante



Los marcadores solubles en agua frecuentemente son mezclas de varios colorantes que producen los colores deseados. (Photo Researchers, Inc.)



Dmitri Mendeleev (1837-1907), creador de la tabla periódica moderna. (Getty Images)

elementos químicos y sus propiedades se hizo evidente en la época de Mendeleev debido al éxito de los científicos en el descubrimiento de nuevos elementos. Algunos elementos tales como el oro, la plata y el plomo se conocían desde la antigüedad, pero la mayoría de los elementos eran desconocidos hasta los siglos XVIII y XIX. (Recuérdese que en la naturaleza la mayoría de los elementos existen en forma de compuestos más que en forma pura.) En el siglo XVIII se aislaron unos 20 elementos nuevos, y cuando Mendeleev empezó a trabajar en la tabla periódica, en 1869, el número había crecido con otros 30, que hacían un total de 63 elementos conocidos.

Mendeleev se dio cuenta de que algunos elementos tenían reacciones y propiedades muy similares. También vio que, cuando la masa de los átomos aumentaba, estas propiedades parecían repetirse periódicamente. Mendeleev organizó los elementos según sus propiedades periódicamente repetidas, agrupándolos en columnas de elementos con propiedades similares. Cuando se organizaron de esta manera los elementos ya conocidos, había algunos huecos en la tabla periódica. Mendeleev, de forma audaz, indicó que los huecos correspondían a elementos que existían, pero que aún no se habían descubierto.

El primer hueco de su tabla es donde se encuentra ahora el elemento número 31, el galio (Ga). Mendeleev lo llamó *eka-aluminum*, que significa “si-

de esta técnica, llamada **cromatografía de capa fina** (TLC, por *thin-layer chromatography*). Como en la cromatografía de papel, en la TLC siempre hay dos partes: una fase móvil y una fase estacionaria. En la TLC, la fase móvil es un líquido tal como agua; la fase estacionaria es una capa fina de un sólido (tal como gel de sílice) sobre una placa de vidrio. La mezcla a separar se coloca en la parte inferior de la fase estacionaria. A continuación, se permite que la fase móvil se mueva a lo largo de la fase estacionaria. Cada compuesto de la mezcla es atraído por la fase móvil y por la fase estacionaria sólida en diferente grado que los demás compuestos de la mezcla. Si un compuesto es atraído sólo por la fase móvil, se moverá tan rápido como ésta. Si un compuesto es atraído sólo por la fase estacionaria, no se moverá. En la mayoría de los casos, un compuesto será atraído en parte por la fase móvil y en parte por la fase estacionaria, y se moverá lentamente a lo largo de la fase estacionaria.

La clave de la cromatografía es que cada compuesto acaba moviéndose lentamente a una velocidad ligeramente diferente de los otros compuestos; esto separa cada compuesto de la mezcla. Se pueden identificar los compuestos presentes en una mezcla determinando si se mueven a la misma velocidad que un compuesto conocido. La placa de TLC mostrada en la Figura 1.5 ilustra cómo se pueden identificar cada uno de los

componentes de una muestra que contiene drogas y narcóticos ilegales. La TLC también se usa comúnmente para analizar la tinta de las notas de secuestros y para determinar los tipos de explosivos usados en ataques terroristas.

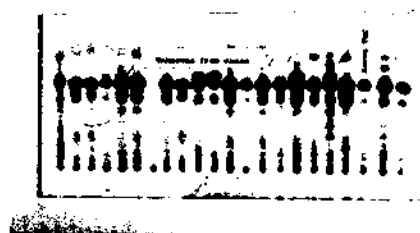


Figura 1.5 La cromatografía de capa fina separa los compuestos encontrados en drogas ilegales. Muestras de drogas comunes se analizan junto con las pruebas. Si aparece una misma mancha en ambas muestras, se hace una primera identificación. Experimentos posteriores proporcionarán la identificación positiva. (Iowa DCI Crime Lab)

milar al aluminio”. El segundo elemento que faltaba era el número 32, que hoy se llama germanio (Ge), pero Mendeleev lo llamó *eka-silicon*. La Tabla 1.1 ilustra el poder de la tabla periódica y lo acertado de las predicciones hechas por Mendeleev sobre cada uno de los elementos no descubiertos. En los siguientes capítulos se tratarán la masa atómica, la densidad y las fórmu-

Tabla 1.1 Predicciones de Mendeleev y valores reales.

| Propiedad | Predicciones para el eka-aluminium | Propiedades reales del galio | Predicciones para el eka-silicon | Propiedades reales del germanio |
|-------------------------------|------------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|
| Masa atómica (amu) | Alrededor de 68 | 69,7 | Alrededor de 72 | 72,6 |
| Punto de fusión (°C) | Bajo | 29,8 | — | — |
| Densidad (g/cm ³) | 5,9 | 5,94 | 5,5 | 5,47 |
| Fórmula del óxido | X ₂ O ₃ | Ga ₂ O ₃ | XO ₂ | GeO ₂ |
| Fórmula del cloruro | XCl ₃ | GaCl ₃ | XCl ₄ | GeCl ₄ |
| Descubrimiento (año) | | 1886 | | 1875 |

1.5 | Aprender el lenguaje de la química

Interpretar y utilizar los símbolos atómicos, la tabla periódica y las fórmulas químicas.

La mayoría de los símbolos de los elementos están formados por la primera letra del nombre del elemento, y en muchos casos junto con la segunda o la tercera. Por ejemplo, el símbolo del helio es He, y para el manganeso es Mn. Sin embargo, uno puede darse cuenta de que varios elementos tienen símbolos muy poco usuales que no derivan de sus nombres contemporáneos. Au es el símbolo del oro y Na es el del sodio. Estos símbolos vienen de los nombres en latín de los elementos: *aurum* para el oro y *natrium* para el sodio.

La tabla periódica de los elementos.

Tabla 1.2 Símbolos atómicos y nombres.

| | | | | | |
|----|-------------|----|-------------|----|--------------|
| Ac | Actinio | Gd | Gadolinio | Po | Polonio |
| Ag | Plata | Ge | Germanio | Pr | Praseodimio |
| Al | Aluminio | H | Hidrógeno | Pt | Platino |
| Am | Americio | He | Helio | Pu | Plutonio |
| Ar | Argón | Hf | Hafnio | Ra | Radio |
| As | Arsénico | Hg | Mercurio | Rb | Rubidio |
| At | Astato | Ho | Holmio | Re | Renio |
| Au | Oro | Hs | Hassio | Rf | Rutherfordio |
| B | Boro | I | Yodo | Rg | Roentgenio |
| Ba | Bario | In | Indio | Rh | Rodio |
| Be | Berilio | Ir | Iridio | Rn | Radón |
| Bh | Bohrio | K | Potasio | Ru | Rutenio |
| Bi | Bismuto | Kr | Kriptón | S | Azufre |
| Bk | Berkelio | La | Lantano | Sb | Antimonio |
| Br | Bromo | Li | Litio | Sc | Escandio |
| C | Carbono | Lr | Laurencio | Se | Selenio |
| Ca | Calcio | Lu | Lutecio | Sg | Seaborgio |
| Cd | Cadmio | Md | Mendelevio | Si | Sílice |
| Ce | Cerio | Mg | Magnesio | Sm | Samario |
| Cf | Californio | Mn | Manganeso | Sn | Estaño |
| Cl | Cloro | Mo | Molibdeno | Sr | Estroncio |
| Cm | Curio | Mt | Meitnerio | Ta | Tántalo |
| Co | Cobalto | N | Nitrógeno | Tb | Terbio |
| Cr | Cromo | Na | Sodio | Tc | Tecnecio |
| Cs | Cesio | Nb | Niobio | Te | Telurio |
| Cu | Cobre | Nd | Neodimio | Th | Torio |
| Db | Dubnio | Ne | Neón | Ti | Titanio |
| Ds | Darmstadcio | Ni | Níquel | Tl | Talio |
| Dy | Disproso | No | Nobelio | Tm | Tulio |
| Er | Erbio | Np | Neptunio | U | Uranio |
| Es | Einsteinio | O | Oxígeno | V | Vanadio |
| Eu | Europio | Os | Osmio | W | Wolframio |
| F | Flúor | P | Fósforo | Xe | Xenón |
| Fe | Hierro | Pa | Protactinio | Y | Itrio |
| Fm | Fermio | Pb | Plomo | Yb | Iterbio |
| Fr | Francio | Pd | Paladio | Zn | Zinc |
| Ga | Galio | Pm | Promecio | Zr | Circonio |

Ejemplo resuelto 2

¿Cuáles son los nombres correctos de los siguientes elementos?

(a) F (b) Be (c) Ni

SOLUCIÓN

Los elementos de este ejemplo son algunos de los que los estudiantes de química principiantes suelen escribir mal.

(a) Flúor, comúnmente mal escrito en inglés como ~~flourine~~ (nombre correcto: *fluorine*).

(b) Berilio, comúnmente mal escrito en inglés como ~~beryllium~~ (nombre correcto: *beryllium*).

(c) Níquel, comúnmente mal escrito en inglés como ~~nickel~~. (nombre correcto: *nickel*).

Práctica 1.2

¿Cuáles son los nombres correctos para los siguientes elementos cuyos símbolos atómicos derivan de sus nombres en latín?

- (a) Ag (b) Na (c) Sn

RESPUESTA

- (a) Plata (b) Sodio (c) Estaño

Ejemplo resuelto 3

¿Cuáles son los símbolos atómicos de los elementos listados a continuación?

- (a) Magnesio y manganeso
(b) Boro, berilio, bario y bromo
(c) Potasio y fósforo

SOLUCIÓN

Los símbolos atómicos de los elementos listados se pueden confundir fácilmente.

- (a) Mg y Mn
(b) B, Be, Ba y Br
(c) K y P

Práctica 1.3

¿Cuáles son los símbolos atómicos correctos para los siguientes elementos, que derivan de sus nombres en latín?

- (a) Plomo (b) Oro (c) Mercurio

RESPUESTA

- (a) Pb (b) Au (c) Hg

Regiones de la tabla periódica

La tabla periódica se puede dividir en muchas regiones. Con frecuencia es necesario saber si un elemento es un metal, un no metal o un metaloide debido a que ello indicará la manera de escribir la fórmula de un compuesto. Muchos elementos se clasifican como metales y se encuentran en el medio y el lado izquierdo de la tabla periódica, como se muestra en la Figura 1.6. Todos los **metales** comparten las siguientes propiedades: conducen la electricidad y el calor, son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es líquido), y el **punto de fusión**, la temperatura a la cual la mayoría de los metales se funden formando un líquido, es generalmente muy elevado. Los metales pueden conducir la electricidad debido a que los átomos del metal forman **enlaces metálicos** unos con otros, donde los electrones están libres para moverse de un átomo a otro; este modelo se llama *mar de electrones*.

Los elementos no metálicos ocupan el lado derecho superior de la tabla periódica. Los **no metales** no conducen muy bien la electricidad ni el calor, y se pueden encontrar como sólido, tal como el carbono, como líquido, tal como el bromo, o como gas, tal como el helio. En general, los no metales tienen puntos de fusión mucho más bajos que los metales.

Hay una tercera clase de elementos llamados metaloides. Los **metaloides** tienen propiedades que están entre los dos extremos mostrados de metales y no metales. En la Figura 1.6 se muestra la localización de los metales, los metaloides y los no metales en la tabla periódica.

tiempo y simplifica el proceso de escritura, suponiendo que se conozcan los símbolos de los elementos. Las fórmulas químicas hacen más fácil comunicar, de una manera exacta, la composición de una sustancia. Nótese que cada **subíndice** en las fórmulas se refiere sólo al elemento que lo precede directamente. Los metales y los metaloides se colocan antes que los no metales al escribir las fórmulas.

Ejemplo resuelto 5

En los envenenamientos con arsénico normalmente se usa As_2O_3 . ¿Qué elementos están presentes y cuántos átomos de cada uno de ellos hay en el compuesto?

SOLUCIÓN

Los dos elementos en el compuesto son arsénico (As) y oxígeno (O). El subíndice 2 se refiere a dos átomos de arsénico (As), y el subíndice 3 se refiere a tres átomos de oxígeno (O).

Práctica 1.5

¿Cuántos átomos de cada elemento están presentes en (a) As_2O_5 y (b) AsCl_3 , otros dos compuestos de arsénico que son venenosos?

RESPUESTA

- (a) Dos átomos de arsénico y cinco átomos de oxígeno.
- (b) Un átomo de arsénico y tres átomos de cloro.

Ejemplo resuelto 6

Se cree que Ludwig van Beethoven murió por envenenamiento con plomo. No se sospechó juego sucio porque en aquel tiempo no se conocían los peligros del plomo y sus compuestos, y pudo haber estado expuesto accidentalmente. Escribir la fórmula para el compuesto de sulfato de plomo que tiene un átomo de plomo, un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno.

SOLUCIÓN

Cuando un compuesto sólo contiene un átomo de un elemento no se utiliza subíndice (se sobreentiende el subíndice "1"). Por lo tanto, la fórmula sólo tiene un subíndice, que es el 4 de los átomos de oxígeno: PbSO_4 .

Práctica 1.6

El compuesto cloruro de mercurio(II) es extremadamente venenoso y tiene un átomo de mercurio y dos átomos de cloro. Escribir la fórmula correcta del compuesto.

RESPUESTA

HgCl_2

1.6 La habilidad más importante de un científico forense: la observación

La habilidad más importante que un científico forense puede tener es la capacidad de hacer observaciones precisas, tanto en la escena de un crimen como en el laboratorio. El valor de las pruebas forenses se basa a menudo en en-



Objetivo de aprendizaje

Describir una habilidad importante que los científicos deben aprender.

contrar trazas de compuestos que relacionan de forma indiscutible un ambiente con otro. Muchos de los grandes descubrimientos se han realizado en el laboratorio por un científico observador que advirtió lo que otros habían ignorado. Los científicos se entrenan pronto en hacer observaciones en sus carreras empleando incontables horas en el laboratorio.

La conclusión del caso en estudio que se ha presentado al principio de este capítulo mostrará cómo un científico forense vio una foto de la escena del crimen y fue lo bastante observador para demostrar un encubrimiento detrás del asesinato de un agente de la DEA.



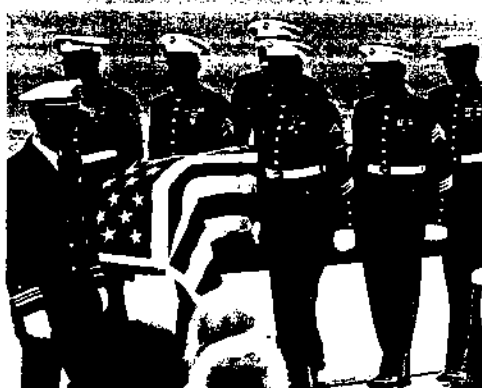
1.7 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: ¿De qué parte están?

¿Cuál fue la razón de que el Agente Especial del FBI Rawalt no creyera al gobierno mejicano? El color de la tierra de los cuerpos no coincidía con el color de la tierra del rancho Bravo. Esta no coincidencia sugirió que los cuerpos no se habían enterrado en el rancho. Rápidamente se llevaron muestras de tierra de contrabando desde México a las manos de Rawalt.

La muestra de tierra del cuerpo de Camarena era de un color mucho más oscuro que el suelo del rancho Bravo, que es lo que Rawalt había observado inicialmente. Sin embargo, una vez que Rawalt tuvo la muestra, descubrió que el suelo estaba saturado de tejido graso del cuerpo. Se tuvo que eliminar este tejido graso de modo que pudiera hacer una comparación clara con el suelo del rancho Bravo. Rawalt colocó la muestra en un aparato que deshizo la muestra de tejido graso convirtiendo todos sus átomos de carbono e hidrógeno en dióxido de carbono y agua. Cuando la tierra de Camarena quedó limpia, resultó tener un color mucho más claro que la del rancho Bravo –justo lo contrario que había desencadenado originalmente la sospecha de Rawalt. Bajo el microscopio de Rawalt se determinó que la tierra del rancho Bravo contenía obsidiana globular verdusca muy oscura, mientras que la tierra de Camarena eran cenizas de riolita de color blanco-canela que no podían provenir del rancho Bravo. Ahora que había pruebas de que originalmente no habían enterrado a Enrique Camarena en el rancho Bravo, los investigadores se centraron en la importante tarea de encontrar la localización real del primer entierro.

La tierra del cuerpo de Camarena fue una pista importante para su origen geográfico. Menos de un 1% de la muestra contenía una mezcla de tres minerales que ayudarían a encontrar la localización original del lugar del entierro. El primer mineral era bixbita, que tiene un color negro muy oscuro, y el segundo eran formas de la cristobalita opalescente y clara. El componente final de la tierra era un cristal rosado de un color tan inusual que el agente especial Rawalt sólo podía compararlo con algo que se puede encontrar en un bote de caramelos. Aunque tanto la muestra de la tierra del cuerpo como la del rancho eran volcánicas, la tierra de Camarena era de un tipo que se encontraría en la ladera de una montaña, no en la baja elevación del rancho Bravo.

El siguiente paso de Rawalt fue buscar literatura científica y publicaciones sobre las investigaciones realizadas en las montañas de México. Y tuvo suerte, que le llegó a través de un geólogo de la Institución Smithsonian que había realizado un trabajo en una montaña del Parque Nacional de Jalisco en México. El geólogo dijo que el parque era el único lugar donde se podía encontrar el tipo de tierra del cuerpo. Rawalt presentó su informe y dijo que iba a ir inmediatamente a México para localizar el sitio original donde fue enterrado. En pocas horas estaba en un avión incautado a unos traficantes de droga volando por debajo de los radares mejicanos con la documentación de un agente de la DEA; el en-



El cuerpo de Kiki Camarena se repatrió a Estados Unidos con escolta militar. Las pruebas de la tierra tomada de su cuerpo ayudaron a desenmascarar a los responsables de su asesinato. (Lenny Ignelzi/AP Photo)

gaño era necesario porque no se permitía entrar en México a los agentes del FBI. Después de pasar cierto tiempo buscando la montaña en el Parque Nacional de Jalisco, fue capaz de localizar el lugar del entierro.

Probar que el cuerpo de Camarena se enterró en Jalisco arrojó serias dudas sobre la historia de la policía mejicana, que decía que lo había matado la familia Bravo. Como consecuencia de las extensivas investigaciones que siguieron, llegó a estar claro que ciertos oficiales mejicanos habían conspirado con una familia muy importante de la droga para "encontrar" el cuerpo de Enrique Camarena y tranquilizar al gobierno de Estados Unidos. Finalmente, 22 oficiales mejicanos fueron condenados por conspiración, y los miembros de la familia de la droga fueron juzgados y condenados por el secuestro y asesinato de Enrique Camarena.

La minuciosa observación de un científico había conducido a desenredar una historia diseñada para encubrir la identidad de los verdaderos asesinos de Camarena.

El secreto del éxito

El secreto del éxito en un curso de química es muy simple. Se debe practicar resolviendo problemas mucho antes de un examen. El éxito en cualquier aspecto de la vida sólo se logra después de practicar repetidamente. Los atletas profesionales que ganan millones de dólares hacen las mismas prácticas que en los colegios de secundaria y en la universidad. ¿Por qué? ¡La práctica te perfecciona! Por la misma razón, los músicos pasan el 90% de su tiempo practicando una adaptación para unas muy pocas interpretaciones públicas. Al final de cada capítulo de este libro se encuentran muchos problemas para practicar, de modo que se pueda tener éxito en un examen.

A lo largo del libro se usan ejemplos con temas de ciencia forense. Sin embargo, los problemas del final del capítulo empiezan con muchos ejemplos de problemas sin relación con la ciencia forense. Esto se ha hecho para tener la posibilidad de practicar una gran variedad de problemas y adquirir las habilidades y los cálculos necesarios. Hay problemas adicionales al final de la sección de problemas que tratan de ciencia forense para practicar las nuevas habilidades adquiridas. Los problemas con números impares tienen sus correspondientes respuestas al final del libro, para poder comprobarlas. Los problemas con número par proporcionan más práctica y complementan a los impares, pero no se proporcionan sus respuestas.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Los principios químicos y la química de las pruebas son una parte importante de la ciencia forense y constituyen la base de gran parte del trabajo de un laboratorio forense criminalista moderno.
- La materia es el material físico del universo y puede existir en estado sólido, líquido o gaseoso. La materia consta tanto de sustancias puras (elementos y compuestos) como de mezclas.
- Los elementos se caracterizan por tener átomos que son idénticos. Los elementos se representan por símbolos que normalmente derivan de las primeras letras de su nombre moderno o común, aunque algunos derivan del nombre en latín.
- La tabla periódica se divide en metales, no metales y metaloides. Todos los elementos pertenecientes a una clase tienen propiedades similares. Los metales tienen la capacidad de conducir la electricidad, mientras que los no metales no la conducen.
- Los compuestos consisten en dos o más átomos de diferentes elementos enlazados. Las fórmulas químicas indican cada elemento en el compuesto y el número de cada tipo de átomos.
- Las mezclas se pueden clasificar en heterogéneas u homogéneas. Una mezcla heterogénea es aquella que tiene diferentes composiciones químicas de una parte a otra de la muestra, mientras que una mezcla homogénea es totalmente uniforme. Las mezclas se pueden separar en sus componentes por métodos físicos tales como la filtración, la evaporación y la cromatografía de capa fina.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|-----------------------|---------------------------|-----------------------------------|------------------------|
| Ciencia forense, p. 3 | Átomo, p. 6 | Mezcla homogénea, p. 9 | Metales, p. 16 |
| Materia, p. 5 | Compuesto, p. 8 | Mezcla heterogénea, p. 9 | Punto de fusión, p. 16 |
| Sólido, p. 6 | Compuesto molecular, p. 8 | Tabla periódica, p. 11 | No metales, p. 16 |
| Líquido, p. 6 | Compuesto iónico, p. 8 | Cromatografía, p. 12 | Metaloides, p. 16 |
| Gas, p. 6 | Molécula, p. 8 | Cromatografía de capa fina, p. 13 | Fórmula, p. 17 |
| Sustancia pura, p. 6 | Unidad de fórmula, p. 8 | | Subíndice, p. 18 |
| Elemento, p. 6 | | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

- "Death of a Narc", *Time*, 7 de noviembre de 1988, p. 132.
- Kirk, P.L. *Crime Investigation*, John Wiley & Sons: New York, 1974, pp. 1-8.
- McPhee, J. "Death of an Agent", *The New Yorker*, 1996, vol. 71, no. 46, pp. 60-69.
- Plummer, C.M. "The Forgery Murders", *Chemistry Matters*, Diciembre 1995, pp. 8-11.
- Web interactiva sobre el caso del Problema 37: www.crimelibrary.com/criminal_mind/forensics/mormon_forgeries

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. ¿Qué distintas áreas de la ciencia son importantes en la ciencia forense? (1.1)
2. ¿Cuál es la diferencia entre compuestos y elementos? (1.3)
3. Explicar cómo se puede distinguir entre una mezcla heterogénea y una mezcla homogénea. (1.3)
4. Ilustrar la diferencia entre una mezcla heterogénea y una mezcla homogénea dibujando dos recipientes, cada uno conteniendo partículas "●", "▲" y "■". (1.3)
5. ¿Cómo se podría determinar si una muestra es una sustancia pura o una mezcla? (1.3)
6. Dar un ejemplo de una mezcla homogénea no citada en este libro. ¿Qué se podría añadir al

ejemplo para obtener una mezcla heterogénea? (1.3)

7. Explicar cómo se puede separar una mezcla en sus componentes puros. (1.3)
8. ¿Por qué la tabla periódica es una herramienta tan valiosa? (1.4)
9. ¿Por qué es importante para los científicos la habilidad de hacer observaciones? (1.6)
10. ¿Cuál es la organización responsable de mantener al día la tabla periódica? (1.4)
11. ¿Por qué hay algunos símbolos atómicos que no se basan en el nombre contemporáneo del elemento? (1.5)
12. Hacer un esquema de la tabla periódica e indicar dónde se localizan los metales, los metaloides y los no metales. (1.5)
13. ¿Por qué los elementos se encuentran raramente como sustancias puras? (1.3)

Problemas

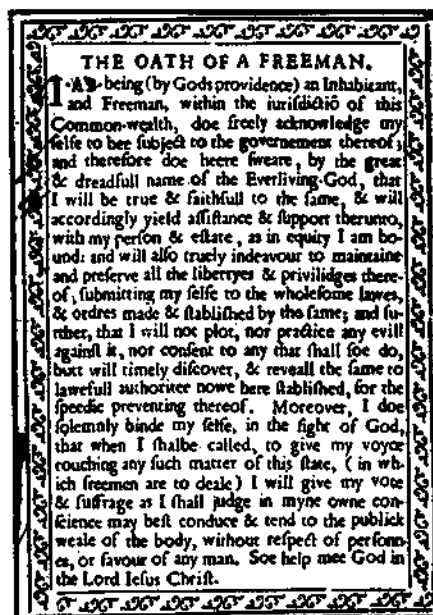
14. Identificar cada una de las siguientes sustancias como una sustancia pura o una mezcla. (1.3)
 - (a) Gasolina
 - (b) Aire
 - (c) Agua
 - (d) Acero
15. Identificar cada una de las siguientes sustancias como una sustancia pura o una mezcla. (1.3)
 - (a) Etanol
 - (b) Soda
 - (c) Tierra
 - (d) Latón
16. Identificar cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto. (1.3)
 - (a) Sílice
 - (b) Dióxido de carbono
 - (c) Arsénico
 - (d) Agua
17. Identificar cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto. (1.3)
 - (a) Azúcar
 - (b) Carbono
 - (c) Plomo
 - (d) Óxido
18. ¿Cuáles son los nombres de los elementos representados por los símbolos atómicos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Li
 - (b) Cl
 - (c) C
 - (d) Al
19. ¿Cuáles son los nombres de los elementos representados por los símbolos atómicos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) H
 - (b) N
 - (c) O
 - (d) S
20. ¿Cuáles son los nombres de los elementos representados por los símbolos atómicos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Cr
 - (b) Mg
 - (c) Cu
 - (d) Kr
21. ¿Cuáles son los nombres de los elementos representados por los símbolos atómicos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) As
 - (b) Ne
 - (c) Ca
 - (d) Pt
22. ¿Cuáles son los símbolos atómicos de los elementos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Helio
 - (b) Manganeseo
 - (c) Potasio
 - (d) Cloro
23. ¿Cuáles son los símbolos atómicos de los elementos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Magnesio
 - (b) Hierro
 - (c) Plata
 - (d) Mercurio
24. ¿Cuáles son los símbolos atómicos de los elementos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Estaño
 - (b) Aluminio
 - (c) Boro
 - (d) Azufre
25. ¿Cuáles son los símbolos atómicos de los elementos que se indican abajo? (1.5)
 - (a) Yodo
 - (b) Sílice
 - (c) Cromo
 - (d) Titanio
26. Examinar cada uno de los elementos y símbolos que se indican abajo y corregir cualquier error de escritura o símbolo atómico incorrecto. Si no hay errores, indicarlo escribiendo *correcto*. (1.5)
 - (a) Cadmio, Ca
 - (b) Potasio, K
 - (c) Cloro, Cl
 - (d) Zinc, Zi

27. Examinar cada uno de los elementos y símbolos que se indican abajo y corregir cualquier error de escritura o símbolo atómico incorrecto. Si no hay errores, indicar escribiendo *correcto*. (1.5)
 - (a) Sulfuro, S
 - (b) Aluminio, Al
 - (c) Manganese, Ma
 - (d) Boro, B
28. Identificar cada uno de los siguientes elementos como metal, metaloide o no metal. (1.5)
 - (a) Sílice
 - (b) Fósforo
 - (c) Potasio
 - (d) Antimonio
29. Identificar cada uno de los siguientes elementos como metal, metaloide o no metal. (1.5)
 - (a) Calcio
 - (b) Galio
 - (c) Yodo
 - (d) Arsénico
30. Identificar cada uno de los siguientes elementos como metal, metaloide o no metal. (1.5)
 - (a) Ba
 - (b) Co
 - (c) Te
 - (d) N
31. Identificar cada uno de los siguientes elementos como metal, metaloide o no metal. (1.5)
 - (a) Ag
 - (b) H
 - (c) F
 - (d) Al
32. ¿Qué fórmula de las de abajo corresponde al compuesto que contiene un átomo de magnesio, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno? (1.5)
 - (a) MnSO_4
 - (b) MgSO_4
 - (c) MgSuO_4
 - (d) MgSO_4
33. ¿Qué fórmula de las de abajo corresponde al compuesto que contiene tres átomos de sodio, un átomo de fósforo y cuatro átomos de oxígeno? (1.5)
 - (a) So_3PO_4
 - (b) Na_3PO_4
 - (c) Na^3PO^4
 - (d) So_3PO_4
34. Identificar cada una de las siguientes sustancias como mezcla heterogénea o mezcla homogénea. (1.3)
 - (a) Tierra
 - (b) Aire
 - (c) Combustible diesel
 - (d) Cemento

35. Identificar cada una de las siguientes sustancias como mezcla heterogénea o mezcla homogénea. (1.3)
 - (a) Agua de río
 - (b) Aleación de latón
 - (c) Café
 - (d) Whisky
36. Escribir la fórmula del mineral hematites, que consta de dos átomos de hierro y tres átomos de oxígeno. (1.5)

Problema de química forense

37. Un documento descubierto en 1985 se dictaminó como uno de los más antiguos impresos de las imprentas de las colonias de América del Norte, en 1640, y se vendió por una cifra de 1,5 millones de dólares. El "Juramento del Hombre Libre" era un juramento de lealtad que todos los ciudadanos de la Colonia de la Bahía de Massachussets tenían que hacer. Las edades del papel y de la tinta se verificaron mediante la datación con carbono 14, pero un científico observador –con conocimientos históricos de técnicas de impresión– descubrió que era un fraude. Las prensas de imprenta de aquella época estaban basadas en la disposición de cada letra individualmente en la página, se entintaba la superficie y se presionaba el papel contra ella. Todas las letras y los caracteres individuales estaban colocados sobre bloques de exactamente las mismas dimensiones. Mirando el documento, ¿puede determinar por qué es una falsificación? (PC)



CAPÍTULO 2

Recogida y conservación de las pruebas

CASO EN ESTUDIO:

Tumba delatora

- 2.1 Conservación de las pruebas: reacciones, propiedades y cambios
- 2.2 Pensamiento crítico y la escena del crimen: el método científico
- 2.3 Recogida de pruebas físicas: masa, peso y unidades
- 2.4 Las matemáticas de las unidades de conversión
- 2.5 Errores y estimaciones en las mediciones de laboratorio: cifras significativas
- 2.6 Las matemáticas de los cálculos de las cifras significativas
- 2.7 Resultados experimentales: exactitud y precisión
- 2.8 Cómo analizar una prueba: medida de la densidad
- 2.9 Las matemáticas de las medidas de densidad
- 2.10 Cómo analizar pruebas de vidrio y de suelo: uso de las propiedades físicas
- 2.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Tumba delatora



Los fiscales federales creían que Thomas Pitera, un miembro activo de la familia mafiosa Bonanno, estaba involucrado en cerca de 30 muertes, incluyendo la del informador del FBI sobre John Gotti (fotografía superior), jefe de la familia Gambino. (Time Life Pictures/Getty Images)



CASO EN ESTUDIO: Tumba delatora

En 1985, un ayudante del Procurador General de Estados Unidos filtró la información de que Wilfred "Willie Boy" Johnson había participado como informador del FBI sobre John Gotti, el jefe de la familia mafiosa Gambino. Esta estrategia polémica se utilizó en un intento de forzar a Johnson a testificar contra John Gotti y entrar en el programa federal de protección de testigos. Cuando esto ocurrió, Johnson inmediatamente temió por su vida, y con razón. Había servido largo tiempo como informador, pero siempre había tenido el acuerdo de que nunca testificaría contra ninguna persona de la familia, porque traicionar a la familia era una sentencia de muerte. También sabía que no sólo ten-

dría que temer al equipo de Gambino, sino también a cualquier miembro de las familias de la mafia de Nueva York y otras que buscarían aumentar su reputación asesinando al traidor descubierto.

La única posibilidad que tenía Johnson para escapar de la ira de las familias era no testificar. Rechazando cooperar con el Procurador General de Estados Unidos podría conseguir un pequeño aplazamiento de la familia Gambino hasta que el caso federal contra Gotti se fallara asegurando una condena. Sin embargo, había enojado a demasiadas personas, y finalmente se puso precio a su vida.

Varios miembros de la familia Bonanno llevaron a cabo el asesinato en 1988. Dos de ellos, Vincent "Kojak" Giattino y Thomas "Tommy Karate" Pitera, recibieron el encargo. Consideraron que, haciendo un favor a Gotti, "el jefe de los jefes", conseguirían un beneficio si alguna vez necesitaban un favor a cambio. Ambos deberían haber sido condenados por el asesinato de Johnson, pero sólo Giattino fue condenado. Pitera fue absuelto y parecía que había escapado del sistema judicial, para consternación del FBI y de los fiscales federales. Parecía que Pitera iba a volver a su vida, hasta que una pequeña muestra de tierra traicionó a Tommy Karate. ¿Qué información de una pequeña muestra de tierra de una pala puede persuadir a un jurado a condenar a alguien y sentenciarlo a cadena perpetua?

Aplicando el método científico, se empezó con . . .

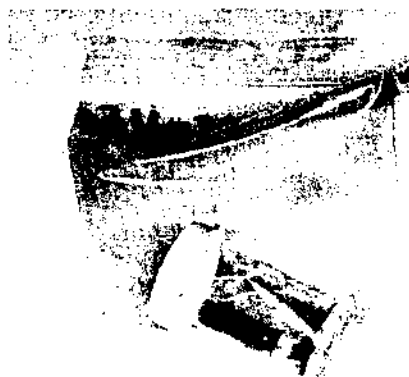
2.1 Conservación de las pruebas: reacciones, propiedades y cambios

Uno de los requisitos en la recogida de pruebas físicas de la escena de un crimen es conservarlas en su estado original. Normalmente son los oficiales de policía especialmente entrenados los que realizan la recogida de muestras, aunque en algunos departamentos de policía es el personal del laboratorio forense el que acude a la escena del crimen. La prueba a recoger se fotografía primero en el sitio y luego se recoge para su procesamiento en un laboratorio criminalístico. Cada prueba se empaqueta separadamente para prevenir una posible contaminación.

Cambio químico y propiedades químicas

Cuando una materia experimenta una reacción química y forma sustancias nuevas, este proceso se denomina **cambio químico**. En algunos casos es importante prevenir los cambios químicos que pueden ocurrir para conservar las pruebas de escenas de crímenes. Por ejemplo, la ropa manchada de sangre recogida de la escena de un crimen se seca para evitar que la sangre se descomponga, un proceso que implica cambios químicos. En otros casos, los cambios químicos se utilizan de manera beneficiosa para la recogida de muestras, como ocurre con las huellas dactilares. Las huellas dactilares latentes son invisibles,

 **Objetivo de aprendizaje**
Distinguir los cambios químicos y sus propiedades de los cambios físicos y sus propiedades.



La prueba se recoge en un recipiente limpio, sellado y etiquetado con la información específica de la escena del crimen. Si se trata de ropa mojada de sangre o de otros líquidos, se recoge en un recipiente temporal de plástico y se empaqueta después de haber sido secada en una atmósfera controlada. (Dan Chavkin/Getty Images)

pero cuando se tratan con una variedad de productos químicos se vuelven visibles.

Las **propiedades químicas** se utilizan para describir las posibles reacciones químicas que una sustancia puede experimentar. Ejemplos de propiedades químicas son la inflamabilidad (el potencial de una sustancia a reaccionar rápidamente con el oxígeno y terminar ardiendo, liberando luz y calor), la oxidación (la capacidad del hierro para reaccionar con el oxígeno y formar óxido de hierro -orín) y el carácter explosivo (la tendencia de los compuestos tales como la nitroglicerina a descomponerse violentamente, produciendo una mezcla de gases que se expanden rápidamente).

Es importante entender las propiedades químicas de las pruebas que se recojan para poder guardarlas en contenedores apropiados. Los compuestos corrosivos, tales como el ácido de una pila, se recogen tanto en botellas de vidrio como de plástico. Si se colocara el ácido de una pila en un recipiente de metal, reaccionaría con éste, corroyéndolo. Los investigadores de escenas criminales usan recipientes apropiados para el almacenamiento, refrigeran y congelan pruebas, y separan tipos incompatibles de pruebas para conservarlas en su estado original.

Cambio físico y propiedades físicas

Un **cambio físico** ocurre cuando la materia se transforma de manera que no altera su identidad química, como cuando la materia cambia entre estados sólido, líquido y gaseoso. Un ejemplo de un cambio físico en la recogida de pruebas sería una muestra tomada de una zona sospechosa de ser el origen de un fuego provocado. La zona frecuentemente contendrá varios de los líquidos inflamables usados para iniciar el fuego. La muestra líquida se recoge en un bote de metal hermético, pero con el tiempo el líquido se evapora en el espacio ocupado por el aire en el interior del recipiente hermético. Sin embargo, los vapores inflamables son aún el mismo compuesto químico; simplemente ha cambiado de estado líquido a estado gaseoso.



Los aminoácidos del sudor de los dedos reaccionan con un compuesto llamado ninhidrina para producir una imagen visible de la huella dactilar. (Mauro Fermariello/ Science Photo Library)



La pólvora sin humo, representada por la fórmula simplificada $C_6H_6O_5(NO_2)_3$, experimenta una reacción química y produce compuestos gaseosos tales como dióxido de carbono (CO_2), vapor de agua (H_2O), gas nitrógeno (N_2), gas hidrógeno (H_2) y monóxido de carbono (CO), que propulsan la bala dentro del cañón. El monóxido de carbono y el gas hidrógeno reaccionan posteriormente (ignicionan) con el gas oxígeno de la atmósfera para producir el destello en la boca de la pistola. (Corbis)

Las **propiedades físicas** se pueden medir sin alterar la identidad química de una sustancia. Varias propiedades físicas comunes son el color, el punto de fusión, el punto de ebullición, el olor, el índice de refracción, la dureza, la textura, la solubilidad, las propiedades eléctricas y la densidad de una sustancia. Cuando el personal del laboratorio se enfrenta a un compuesto desconocido, a menudo empieza el análisis determinando el punto de fusión. Aunque el punto de fusión no identifica específicamente el compuesto, permite descartar todos los compuestos con puntos de fusión diferentes. El **índice de refracción** es una medida de cómo se desvía una cantidad de luz cuando pasa a través de una sustancia transparente como el vidrio. La densidad, una propiedad que posteriormente se comentará más a fondo en este capítulo, es una herramienta útil en la determinación de una prueba –tal como fragmentos de vidrios de una ventana rota por un intruso o en la escena de un atropello con fuga.



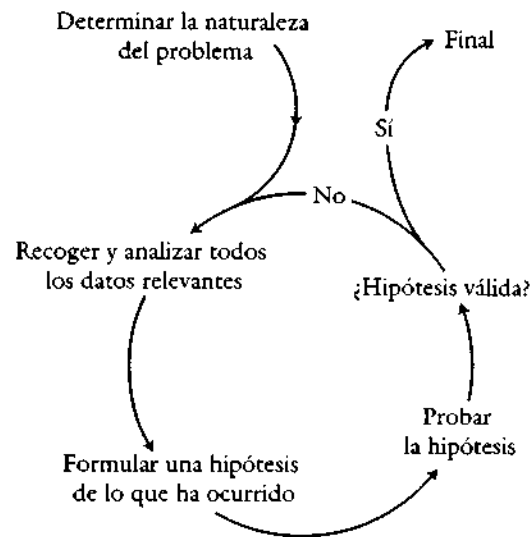
El agua se está evaporando por el calor de las llamas para formar vapor de agua. Sin embargo, la composición química del agua permanece igual, H_2O . (Michael Salas/Getty Images)

2.2 Pensamiento crítico y la escena del crimen: el método científico

Los investigadores empiezan a reconstruir la secuencia de eventos que pueden haber ocurrido en un escenario criminal tan pronto llegan y comienzan a reunir información y pruebas. Esto es el principio de un proceso durante el cual los investigadores periódicamente pueden repensar y revisar sus conclusiones de lo que ocurrió basándose en información nueva o en nuevas pruebas. Finalmente, los investigadores seguirán el rastro de las pruebas de modo que puedan probar, más allá de una duda razonable, qué ocurrió y quién fue el responsable del crimen. Para conseguir este objetivo los investigadores hacen uso del **método científico**, un método sistemático para resolver problemas que se describe a continuación.

**Objetivo de aprendizaje**

Pensar como un científico para abordar un problema.



El método científico se ha simplificado en los componentes básicos ilustrados en el proceso circular aquí mostrado. Si se prueba que una hipótesis no es válida, esa información se puede usar en el planteamiento de una nueva hipótesis. Se debe tener mucho cuidado en el diseño de experimentos que sirven para analizar la hipótesis, y no simplemente confirmar un conjunto de ideas preconcebidas.

El método científico

1. Determinar la naturaleza del problema (¿quién cometió el crimen y cómo?).
2. Recoger y analizar todos los datos revelantes (considerar todas las pruebas físicas, las declaraciones de los testigos, las coartadas, etc.).
3. Formar una conjetura lógica, llamada **hipótesis**, respecto a lo que sucedió (el mayordomo lo hizo en la biblioteca con un candelabro).
4. Analizar la hipótesis (investigar la coartada, reconstruir la escena del crimen, considerar los horarios, etc.).
5. Si la hipótesis soporta la prueba, se ha terminado; si no, se vuelve al paso dos.

Una idea equivocada común es que sólo los científicos del laboratorio usan el método científico, cuando en verdad mucha gente, desde mecánicos hasta doctores en medicina, normalmente lo usan. Probablemente cualquiera puede recordar un problema que ha resuelto durante su vida usando el método científico.

Ejemplo resuelto 1

Comentar los pasos que un doctor podría usar para determinar qué está mal en un paciente que tiene un dolor punzante en un brazo después de caerse en un tramo de escalera.

SOLUCIÓN

1. ¿El brazo está roto o simplemente magullado? Hipótesis a analizar: el brazo puede estar roto.



Los detectives aplican el método científico en la escena del crimen para determinar qué artículos fotografiar y qué recoger como pruebas. (Corbis)

2. Solicitar al paciente la descripción de cómo ha caído. Palpar el brazo y aplicar una ligera presión sobre él.
3. Considerar la reacción del paciente a la presión, los detalles de la descripción del accidente y cómo se nota el brazo físicamente.
4. Si la reacción del paciente no indica un brazo roto, enviarle a su casa con un calmante para el dolor. Si hay alguna duda, realizar una radiografía para confirmar la fractura.
5. Evaluar la radiografía y prescribir un tratamiento apropiado.
6. Si el paciente vuelve al cabo de unos días teniendo aún dolor, repetir el procedimiento o enviarle a un especialista.

Práctica 2.1

El alternador de un vehículo le proporciona electricidad cuando el motor está funcionando y recarga la batería. Si el alternador funciona mal, se gastará la batería del coche. Describir cómo podría usar un mecánico el método científico para determinar si el problema es del alternador o de la batería.

RESPUESTA

Las respuestas pueden variar de forma individual. Pedir a un compañero que lea la respuesta para ver si le parece razonable.

Directrices de recogida de pruebas para la patrulla de carreteras del Estado de Missouri

Líquidos: 1 onza

Drogas: Tamaño pequeño:
muestra entera

Gran tamaño: muestra
representativa

Sangre: 2 viales de 10 mL
cada uno

Orina: 50 mL

Contenido del estómago: 50 mL

Pelo: 50 de la cabeza,
25 de la zona púbica

Ropa: Seca y envasada
separadamente

¿Qué constituye un dato relevante?

Una de las primeras decisiones que los investigadores deben tomar en la escena de un crimen es qué artículos de los presentes serían considerados pruebas y cuáles no son vitales para la investigación. Sería extremadamente costoso y con un gran consumo de tiempo si la escena entera de un crimen se etiquetara como prueba y se analizara. Incluso si fuera posible analizarlo todo, investigar la información no útil haría que los detectives invirtieran una gran cantidad de tiempo. Por lo tanto, los investigadores deben usar su experiencia y juicio para determinar qué material es una prueba crítica y debe recogerse para su análisis en un laboratorio criminalístico. La policía también puede proteger la escena del crimen durante varios días para que nadie entre en el lugar. Esto permite a los investigadores volver si hay necesidad de buscar más pruebas o si se tiene una nueva hipótesis en la evaluación del caso.

2.3 Recogida de pruebas físicas: masa, peso y unidades

Debido a que las pruebas recogidas en la escena de un crimen pueden necesitar analizarse utilizando varios métodos de laboratorio, es importante para los investigadores saber la cantidad de muestra a recoger. Si se recoge una muestra insuficiente, el laboratorio podría no ser capaz de analizar completamente la prueba. Por otro lado, los laboratorios forenses criminales frecuentemente tienen trabajo atrasado de pruebas a analizar, que pueden crear problemas de almacenamiento si se ha recogido una gran cantidad de muestras innecesarias de escenas criminales. Por lo tanto, la mayoría de los laboratorios criminales elaboran directrices para el tamaño de la muestra.

La masa de una muestra es una medida de la cantidad de materia que contiene la muestra. La unidad que se usa comúnmente es el gramo. En el laboratorio, la masa se mide en una balanza que compara la cantidad que hay en el platillo con una masa conocida y visualiza el valor. Es importante la exactitud en la determinación de la masa de una muestra para muchos tipos

Objetivo de aprendizaje

Distinguir masa de peso y explicar la importancia de las unidades de medida.



La recogida de suficientes pruebas en la escena de un crimen es crítica para que el laboratorio forense de criminología pueda realizar múltiples ensayos en la muestra sin consumirla entera. (Brand X Pictures/Alamy)

de pruebas, pero en particular cuando se hace una detención por drogas. El cargo a formular (“intento de entrega” contra “intento de uso personal”) se definirá en función de la masa de las drogas recuperadas.

La masa de una muestra no se debe confundir con su peso. El **peso** es una medida de con cuánta fuerza está atrayendo la gravedad a la materia. Si un objeto se mueve a un lugar donde la atracción de la gravedad es menor, el peso del objeto disminuye. Un astronauta en la Luna pesa sólo $1/6$, como mucho, de su peso en la Tierra, debido a que la gravedad de la Luna es $1/6$ la de la Tierra. Sin embargo, la masa del astronauta sigue siendo la misma. La masa de un objeto no depende de la gravedad y, por lo tanto, no cambia de un lugar a otro.

El peso se indica comúnmente en libras fuerza y se mide con un dinamómetro. El dinamómetro tiene un muelle que se comprime cuando la fuerza de la gravedad actúa sobre un objeto colocado en él. Hay un indicador acoplado al muelle que señala el peso.

Se debe puntualizar que en el laboratorio se usa sólo el sistema métrico para las medidas. Sin embargo, puesto que muchos otros organismos, desde departamentos de policía hasta firmas de ingeniería, usan las antiguas unidades de medida inglesas, tales como pies y libras, un científico debe ser capaz de convertir las unidades inglesas a las unidades métricas. El Apéndice A proporciona las equivalencias métricas-inglesas para convertir unas unidades en otras. La Tabla 2.1 resume las unidades usadas en un laboratorio para tomar medidas.

Tabla 2.1 Unidades de medida.

| Medida | Unidades | Abreviatura |
|-----------|----------|-------------|
| Masa | gramos | g |
| Volumen | litros | L |
| Distancia | metros | m |
| Tiempo | segundos | s |

Las unidades estándar se usan para medir variables experimentales y facilitar la comunicación entre los científicos.

Las unidades de medida se modifican con frecuencia para reflejar el tamaño de la muestra que se está midiendo. Cuando un policía incauta un envío importante de droga, normalmente informa de cuántos “kilos” se han incautado. El término kilo es una expresión coloquial de kilogramo (kg), que es igual a 1000 gramos. Es más fácil comunicar el tamaño de una muestra grande diciendo “100 kilos” en vez de “100 000 gramos”. Por otro lado, cuando los agentes de policía buscan un vehículo durante un control habitual de tráfico y aparece una pequeña cantidad de narcóticos ilegales, miden cuántos gramos se han incautado en vez de kilos. Es más sencillo para describir la masa de una muestra pequeña decir 5 gramos en vez de 0,005 kilogramos. Otras unidades que normalmente se modifican con prefijos son los mililitros y los centímetros. En la Tabla 2.2 se resumen los prefijos modificadores que se usan frecuentemente en los laboratorios.

La **unidad** de medida contiene información crítica sobre qué sistema de medición se ha utilizado y si la unidad base se modifica con un prefijo. Por lo tanto, es importante indicar siempre la unidad junto con el número. Si un oficial de policía hubiera escrito que la cantidad de cocaína incautada en un arresto era “10”, la información sería inservible. Es muy importante conocer si el oficial quiere decir 10 gramos, 10 kilogramos o 10 miligramos.

Tabla 2.2 Prefijos comunes.

| Prefijo | Abreviatura | Multiplicador |
|---------|-------------|---------------|
| Mega | M | 1 000 000 |
| Kilo | k | 1000 |
| Deci | d | 0,1 |
| Centi | c | 0,01 |
| Mili | m | 0,001 |
| Micro | μ | 0,000001 |

Los prefijos modificadores se añaden a las unidades para indicar cantidades grandes o pequeñas de una manera clara y concisa.

2.4 Las matemáticas de las unidades de conversión

Objetivo de aprendizaje

Usar los factores de conversión correctamente en la resolución de problemas matemáticos.

Con frecuencia, la resolución de problemas de ciencia forense y de química requiere convertir una unidad de medida en otra utilizando un factor de conversión. Un **factor de conversión** es simplemente un equivalente por el cual una cantidad se multiplica para convertir las unidades originales de la cantidad en las unidades nuevas que se desean. Para usar el factor de conversión se divide por las unidades que se quieren cancelar y se multiplica por las unidades que se desean en la respuesta final. Debido a que en este curso se harán conversiones, es aconsejable dominar esta habilidad.

Ejemplo resuelto 2

¿Cuántos metros son 245 mm?

SOLUCIÓN

El equivalente 1 mm = 0,001 m proporciona la información necesaria para un factor de conversión entre milímetros y metros.

$$245 \text{ mm} \times \frac{0,001 \text{ m}}{1 \text{ mm}} = 0,245 \text{ m}$$

Obsérvese que cuando se dividen milímetros por milímetros las unidades se cancelan, dejando el metro como unidad. Se puede usar el mismo factor de conversión para convertir metros en milímetros.

Práctica 2.2

¿Cuántos milímetros hay en 5,00 cm?

RESPUESTA

50,0 mm

Ejemplo resuelto 3

¿Cuántos milímetros hay en 1,055 m?

SOLUCIÓN

$$1,055 \text{ m} \times \frac{1 \text{ mm}}{0,001 \text{ m}} = 1055 \text{ mm}$$

El equivalente necesario para resolver esto es $1 \text{ mm} = 0,001 \text{ m}$. ¿Pero cómo se sabe cuál es el factor de conversión? ¿ $1 \text{ mm}/0,001 \text{ m}$ o $0,001 \text{ m}/1 \text{ mm}$? En este caso, el problema pregunta *milímetros*. Por lo tanto, queremos eliminar los *metros* en el cálculo, y se usa el factor de conversión $1 \text{ mm}/0,001 \text{ m}$.

Práctica 2.3

¿Cuántos kilómetros son 575 metros?

RESPUESTA

0,575 km

Con frecuencia es necesario usar factores múltiples de conversión para pasar de la información dada a las unidades queridas. Por ejemplo, ¿cuántos centímetros hay en 2000 pies? Probablemente no se recuerden las conversiones de centímetros a pies. Sin embargo, se sabe que $1 \text{ pie} = 12 \text{ pulgadas}$, y en el Apéndice A se puede encontrar que $2,54 \text{ centímetros} = 1 \text{ pulgada}$.

Ejemplo resuelto 4

¿Cuántos centímetros hay en 1,50 pies?

SOLUCIÓN

$$1,50 \text{ pies} \times \frac{12 \text{ pulgadas}}{1 \text{ pie}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ pulgada}} = 45,7 \text{ cm}$$

Práctica 2.4

¿Cuántos centímetros hay en 0,750 pies?

RESPUESTA

68,6 cm

2.5 Errores y estimaciones en las mediciones de laboratorio: cifras significativas

Al realizar mediciones para determinaciones científicas se incluye intencionalmente un número que es una estimación de cada medida. Parece extraño, pero incluyendo un dígito que es un valor aproximado (que significa que puede contener un error), la medida es normalmente más exacta que si se usan sólo los dígitos que se conocen de forma exacta. Considérese la pisada ensangrentada mostrada en la Figura 2.1. ¿Cómo se informaría de la anchura de la huella parcial? Es mayor que 11 cm, pero definitivamente es menor que 12 cm. Un valor aproximado de 11,5 cm sería razonable. Si se pensara en 11,4 u 11,6, ambos valores aproximados también serían aceptables. Debido a que el último decimal colocado es un valor aproximado, variará si lo observa una persona u otra. La norma en el laboratorio es que se recogen todos los dígitos que se conocen de forma exacta, más un dígito que es un valor aproximado y contiene algún error. En conjunto, estos dígitos se llaman **cifras significativas**.

Ejemplo resuelto 5

Una bureta es una pieza científica de vidrio usada para valorar de forma exacta disoluciones durante experimentos. ¿Cuál es el volumen leído en la

Objetivo de aprendizaje

Identificar las cifras significativas en las medidas y conocer cómo se determinan.

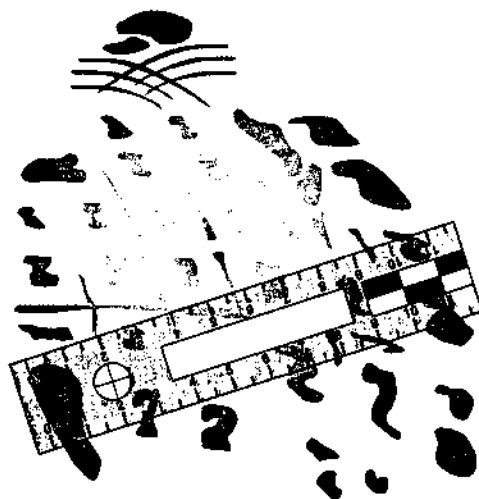
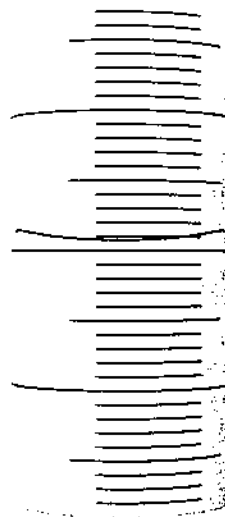


Figura 2.1 Cuando se realizan medidas es necesario incluir un dígito aproximado para obtener el valor más exacto. Cuando se toma una fotografía de una prueba, siempre se incluye una regla para una referencia posterior. Es importante que la cámara forme un ángulo de 90 grados en relación a la regla. Si no, las lecturas estarán distorsionadas.

parte inferior de la bureta? (*Consejo:* la disolución tiene una forma cóncava, llamada *menisco*. Leer el volumen en el punto más bajo del menisco.)



SOLUCIÓN

El volumen leído en la bureta es mayor que 24,0 mL, pero menor que 25,0 mL; por lo tanto, un valor aproximado de 24,2 mL sería razonable.

Práctica 2.5

Usar un metro y medir la altura de una lata de refresco en centímetros.

RESPUESTA

12,2 cm

Con frecuencia se precisa utilizar cantidades medidas en los cálculos. Cuando esto se hace, es necesario conocer cuántas cifras significativas hay en cada número involucrado en el cálculo, ya que la respuesta debe reflejar el número apropiado de cifras significativas. Hay directrices que son de ayuda para realizarlo.

Los números cero y no cero en las medidas

La primera regla para determinar las cifras significativas es que todos los números no cero en una medida son significativos. Por ejemplo, el número 459,61 cm contiene cinco cifras significativas.

Las normas para determinar las cifras significativas son más complejas cuando hay un cero en el número. Las normas para los ceros se resumen a continuación.

Normas para el cero

1. Los ceros localizados entre números no ceros son significativos.
Ejemplo: 101 tiene tres números significativos.
2. Los ceros en el principio de una cifra que tiene una coma decimal son no significativos.
Ejemplo: 0,015 tiene dos cifras significativas.
3. Los ceros al final de una cifra que contiene una coma decimal son significativos.
Ejemplo: 25,20 tiene cuatro cifras significativas.
4. Los ceros al final de una cifra que no contiene una coma decimal son ambiguos.
Ejemplo: 100 contiene por lo menos una cifra significativa, pero podría contener hasta tres cifras significativas, dependiendo de si el valor aproximado está en las decenas o en las unidades.

¿Cómo se podría escribir el número 100 para indicar el número correcto de cifras significativas? La solución es usar la **notación científica** porque sólo aquellos ceros que se consideran significativos se incluyen en el número, como se muestra abajo. Hay varios métodos antiguos, tales como subrayar los ceros significativos o colocar un decimal al final para indicar los dígitos significativos. Estos métodos anticuados *no* se usan en los laboratorios modernos y no se consideran métodos correctos para indicar las cifras significativas.

Notación científica y cifras significativas

100 escrito con 1 dígito significativo es 1×10^2

100 escrito con 2 dígitos significativos es $1,0 \times 10^2$

100 escrito con 3 dígitos significativos es $1,00 \times 10^2$

El proceso para la escritura de números en notaciones científicas es:

1. Contar el número de lugares que la coma decimal se mueve para tener un dígito no cero a la izquierda de la parte decimal.
2. El número de lugares que se mueve el decimal es el número utilizado como exponente de la base 10.
 - (a) Si el decimal se mueve a la derecha, el exponente tiene un valor negativo.
 - (b) Si el decimal se mueve a la izquierda, el exponente tiene un valor positivo.

Ejemplo resuelto 6

Escribir el número 12 000 con dos cifras significativas.

SOLUCIÓN

1. Contar el número de lugares que la coma decimal se mueve a la izquierda hasta que se tiene un dígito no cero a la izquierda del decimal:

$$\begin{array}{r} 12\ 000 \\ \underline{} \end{array}$$

2. Escribir el número en notación científica con el exponente igual al número de movimientos. El exponente es positivo porque se ha movido a la izquierda: $1,2 \times 10^4$.

Práctica 2.6

Escribir el número 100 000 usando cuatro cifras significativas.

RESPUESTA

$$1,000 \times 10^5$$

Ejemplo resuelto 7

Escribir el número 0,000120 en notación científica. *Nota:* este número contiene tres dígitos significativos sin ambigüedad. Sin embargo, normalmente se escriben números muy pequeños o muy grandes en forma de notación científica.

SOLUCIÓN

1. Contar el número de lugares que la coma decimal se mueve a la derecha hasta que se tiene un dígito no cero a la izquierda del decimal:

$$\begin{array}{r} 0,000120 \\ \underline{} \end{array}$$

2. Escribir el número en notación científica con el exponente igual al número de movimientos. El exponente es negativo porque se ha movido el decimal a la derecha: $1,20 \times 10^{-4}$.

Práctica 2.7

¿Cómo se escribiría el número 0,03210 usando la notación científica?

RESPUESTA

$$3,210 \times 10^{-2}$$

2.6 Las matemáticas de los cálculos de las cifras significativas

Algunas medidas usadas en un cálculo pueden tener más números significativos que otras. En tal caso, ¿cómo se determina el número de cifras significativas que tendrá la respuesta? El último dígito, que contiene el valor aproximado en una medida, afecta a cualquier número por el cual se multiplique, divida, sume o reste. Las normas para contar las cifras significativas en las operaciones matemáticas se enumeran a continuación. El dígito que contiene el valor aproximado está en color azul, y cualquier número al que afecte también está coloreado en azul para ayudar a visualizar por qué las reglas se aplican de esta manera.



Objetivo de aprendizaje

Explicar las normas para determinar el número de cifras significativas requeridas en las respuestas de los cálculos.

Normas para las operaciones matemáticas de las cifras significativas

1. Adición y sustracción: el resultado sólo puede tener tantos lugares decimales como el número con menos dígitos después de la coma decimal.
2. Multiplicación y división: el resultado sólo puede tener tantos números significativos como el número con menor cantidad de cifras significativas.

Cuando se escribe un número con el número correcto de cifras significativas en un problema matemático, con frecuencia se necesitará redondear hacia arriba o hacia abajo según las normas siguientes.

Normas de redondeo

1. Si el número a eliminar es mayor que 5, aumentar el último dígito no eliminado en 1.
2. Si el número a eliminar es menor que 5, dejar el último dígito no eliminado como está.
3. Si el número a eliminar es exactamente 5, tire una moneda.*

*Esta norma cambia de una fuente a otra, ya que no hay un procedimiento estándar para esta situación. Una moneda tirada verdaderamente al azar evita la introducción de una tendencia o sesgo.

Ejemplo resuelto 8

¿Cuál es el resultado de $145,056 + 7,01 + 22,0261$?

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r}
 145,056 \\
 7,01 \quad \leftarrow \text{menor cantidad de dígitos tras la coma decimal} \\
 + 22,0261 \\
 \hline
 174,0921
 \end{array}$$

La respuesta es 174,09 puesto que hay dos lugares decimales en 7,01.

Práctica 2.8

¿Cuál es el resultado de $61,83 - 59,241$?

RESPUESTA

2,58

Ejemplo resuelto 9

¿Cuál es el resultado de $10,31 \times 2,5$?

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r}
 10,31 \\
 \times 2,5 \quad \leftarrow \text{menos cifras significativas} \\
 \hline
 5155 \\
 + 2062 \\
 \hline
 25,775
 \end{array}$$

La respuesta es 26 puesto que hay dos cifras significativas en 2,5.

Práctica 2.9¿Cuál es el resultado de $0,00101/0,10$?

RESPUESTA

0,010

Hay algunos problemas que requieren multiplicaciones o divisiones y adiciones o sustracciones en el mismo problema. Para estos problemas con operaciones mezcladas se siguen siempre las normas en el orden de las operaciones, dando prioridad a cualquier paso matemático incluido entre paréntesis, seguido por la multiplicación/división y finalmente la adición/sustracción. Cuando un problema incluye múltiples pasos, nunca se redondea un número hasta que se ha terminado completamente el cálculo. Para determinar el número correcto de cifras significativas en un número se examina cada paso en el orden completado y se usan las normas apropiadas para cada paso.

Ejemplo resuelto 10¿Cuál es el resultado de $\frac{(14,01 - 1,025)}{0,0120}$?

SOLUCIÓN

| | | | |
|---|---|---|---|
| <p>El resultado es significativo
para dos cifras decimales</p> $\frac{(14,01 - 1,025)}{0,0120}$ | <p>El resultado contiene cinco números,
pero sólo cuatro son cifras significativas</p> $= \frac{12,985}{0,0120}$ <p>Contiene tres cifras significativas</p> | $= \frac{1082,083333}{1}$ <p>La calculadora debería
dar este número</p> | $\Rightarrow 1,08 \times 10^3$ <p>El resultado se redondea
a tres cifras significativas</p> |
|---|---|---|---|

Práctica 2.10¿Cuál es el resultado de $\frac{(1,940 + 10,0)}{0,020}$?

RESPUESTA

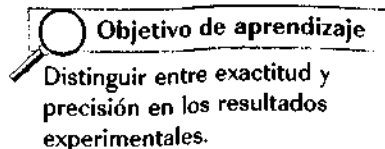
 $6,0 \times 10^2$

2.7 Resultados experimentales: exactitud y precisión

A los científicos forenses que analizan las pruebas frecuentemente se les llama al juzgado para declarar y explicar los resultados de sus análisis. Hay dos aspectos de los resultados obtenidos por los científicos que son críticos para su comprensión tanto por el fiscal como por el abogado defensor.

Exactitud

El primer aspecto de importancia es cuán cerca están los resultados experimentales de la verdad o del valor real de una cantidad medida. Esto representa la **exactitud** de los resultados. Por ejemplo, si una muestra de cocaína fuera un 50% pura y el laboratorio indicara un valor de 50,1%, el análisis se consideraría exacto porque el valor experimental está cerca del valor real. Si



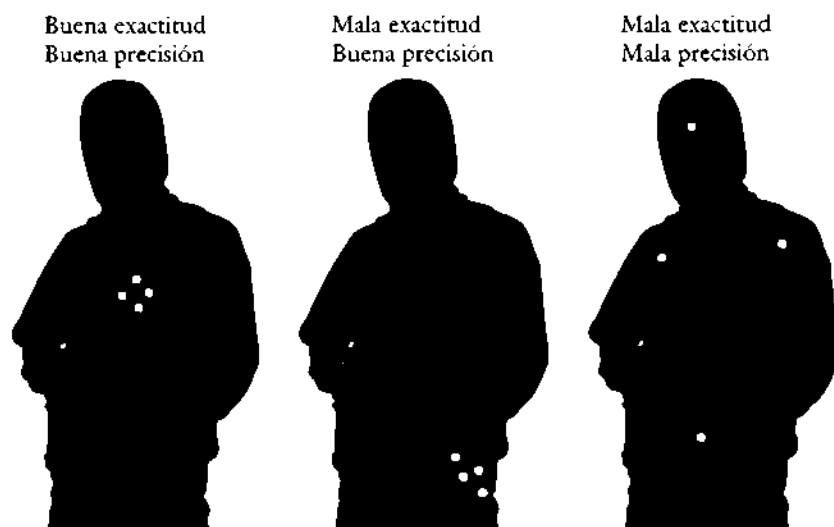


Figura 2.2 Los policías deben entrenarse usando blancos con forma humana, ya que la diferencia visual entre una diana tradicional y un blanco humano puede afectar a su exactitud y precisión.

el laboratorio hubiera indicado un valor de 45%, los resultados serían inexactos. ¿Cómo se determina la verdad o el valor real de una muestra? Muchas veces no es posible conocer el valor exacto. Sin embargo, hay métodos analíticos y estadísticas avanzadas que permiten a los científicos predecir lo cerca que están los resultados de la realidad o el valor verdadero.

Precisión

Otro aspecto importante en los resultados experimentales es la **precisión** de una medida. La precisión se refiere a cuán reproducible es una medida si la misma muestra se mide varias veces. En el ejemplo de la cocaína, si los científicos indicaron que la muestra se analizó tres veces y los resultados fueron 45,0%, 44,9% y 45,2%, estos resultados numéricamente están cerca uno de otro y la medida se consideraría precisa. Sin embargo, debido a que las medidas no están cerca del valor real del 50%, se dice que eran inexactas. Para que los resultados indicados se consideren válidos, las medidas deben ser tanto precisas como exactas. Éste sería el caso si los análisis de la cocaína hubieran dado 49,9%, 50,0% y 50,2%. En la Figura 2.2 se ilustran también los conceptos de exactitud y precisión.

Ejemplo resuelto 11

Decir de cada uno de estos grupos de datos si son exactos, precisos, inexactos o imprecisos. En cada caso, el valor real de la medida es 13,25.

- (a) 12,22, 14,21, 13,24
- (b) 15,24, 15,21, 15,28
- (c) 13,24, 13,21, 13,23

SOLUCIÓN

- (a) Los datos son dispersos = imprecisos.
No están cerca del valor real = inexactos.
- (b) Los datos están cerca = precisos.
No están cerca del valor real = inexactos.
- (c) Los datos están cerca = precisos. Están cerca del valor real = exactos.

Práctica 2.11

Cuando los químicos forenses testifican en un juicio, es bastante común para el abogado defensor preguntarles por los procesos, métodos y productos químicos usados para calibrar los instrumentos utilizados para el análisis. Explicar cómo se utiliza esta línea de interrogatorio para preguntar la exactitud de los resultados.

RESPUESTA

La calibración de un instrumento asegura que está proporcionando resultados exactos. Si el instrumento estuviera calibrado de forma incorrecta, entonces todos los resultados serían inexactos.

2.8 Cómo analizar una prueba: medida de la densidad

Objetivo de aprendizaje

Usar la densidad como otra propiedad física para investigar una prueba química.

En este capítulo ya se han tratado varias propiedades físicas de la materia, tales como el punto de fusión, el punto de ebullición y la densidad, que pueden ayudar en la identificación de sustancias desconocidas recogidas como pruebas. Las propiedades físicas de las pruebas se comparan con las propiedades físicas de una serie de materiales conocidos. Esta comparación permite a los investigadores eliminar de la lista de posibles sustancias cualquier material que no coincida. Se puede hacer una identificación provisional de una prueba si sus propiedades físicas coinciden con las de una sustancia conocida. Se necesitan experimentos más extensos para hacer una identificación positiva del material, pero el trabajo es mucho más fácil si las posibilidades se han reducido mucho.

Una de las propiedades físicas que se pueden utilizar para identificar una prueba es la densidad. La densidad se define como la relación entre la masa de un objeto y su volumen. Frecuentemente la densidad se confunde con el peso o la masa. Esto es comprensible porque los objetos que tienen una densidad elevada, tales como el cemento o el hierro, son aquellos que frecuentemente se describen como “pesados”. Los objetos que tienen poca densidad, tales como la espuma o las plumas, son los que se consideran típicamente “ligeros”. Por lo tanto, se puede pensar en la densidad como la “dureza” de un material, pero la densidad no se debería confundir con la masa ni con el peso de un objeto. Una muestra de vidrio se presta a analizarse mediante la determinación de su densidad, ya que hay muchos tipos de vidrio, cada uno con diferente densidad. En la Tabla 2.3 se enumeran algunas propiedades físicas de varios tipos de vidrio.

Ejemplo resuelto 12

Si la densidad de una muestra de vidrio se determina como $2,26 \pm 0,02$ g/mL, ¿qué tipos de vidrio podrían corresponder a la muestra? El signo $\pm$ significa que cualquier vidrio que tenga una densidad superior o inferior en 0,02 unidades a 2,26 g/mL podría ser una posibilidad.

SOLUCIÓN

El intervalo de respuestas aceptables es 2,24 a 2,28 g/mL. Las siguientes muestras de vidrio están todas dentro del intervalo: borosilicato, borosilicato de sodio y bario, borosilicato de sosa y vidrio alcalino de estroncio.

Práctica 2.12

Si se determina el índice de refracción para la misma muestra de vidrio y es $1,48 \pm 0,01$, ¿qué tipos de vidrio podrían corresponder a la muestra?

RESPUESTA

Borosilicato, borosilicato alcalino de bario y borosilicato sódico.

Tabla 2.3 Propiedades físicas del vidrio.

| Tipo | Punto de ablandamiento ¹ (°C) | Densidad (g/mL) | Índice de refracción ² |
|-----------------------------------|--|-----------------|-----------------------------------|
| Borosilicato | 720 | 2,28 | 1,490 |
| Borosilicato | 821 | 2,23 | 1,473 |
| Borosilicato alcalino de bario | 712 | 2,27 | 1,484 |
| Borosilicato alcalino de zinc | 720 | 2,57 | 1,523 |
| Borosilicato de alúmina y bario | 847 | 2,96 | 1,545 |
| Borosilicato de alúmina y barita | 844 | 2,76 | 1,530 |
| Borosilicato de bario | 718 | 2,29 | 1,486 |
| Borosilicato de plomo | 447 | 5,46 | 1,860 |
| Borosilicato de plomo y zinc | 370 | 3,80 | — |
| Borosilicato de potasio | 820 | 2,16 | 1,465 |
| Borosilicato de potasio y litio | — | 2,13 | 1,469 |
| Borosilicato sódico | 808 | 2,27 | 1,476 |
| Borosilicato sodocalcínico | 705 | 2,17 | 1,468 |
| Sílice 96% | 1530 | 2,18 | 1,458 |
| Sílice 96% (poroso) | 1530 | 1,50 | — |
| Sílice (99,9% fundido) | 1585 | 2,20 | 1,459 |
| Vidrio alcalino de bario | 646 | 2,64 | 1,511 |
| Vidrio alcalino de bario (óptico) | 647 | 2,60 | 1,512 |
| Vidrio alcalino de estroncio | 688 | 2,26 | 1,519 |
| Vidrio de lantano y bario | 759 | 3,98 | 1,678 |
| Vidrio sodocalcínico | 696 | 2,47 | 1,510 |
| Vidrio sodopotásico y de plomo | 630 | 3,05 | 1,560 |

¹El punto de ablandamiento es la temperatura a la cual el vidrio calentado empieza a deformarse por su propio peso.

²El índice de refracción de todas las muestras se ha medido a una longitud de onda de 589,3 nm.

2.9 Las matemáticas de las medidas de densidad

Echar un vistazo a las ecuaciones de la página siguiente. La ecuación 1 se puede usar para determinar la densidad de un objeto, suponiendo que se conocen la masa y el volumen del objeto. Además, es posible cambiar la ecuación 1 para poder calcular la masa o el volumen a partir de los datos. Esto se muestra en las ecuaciones 2 y 3.

**Objetivo de aprendizaje**

Reforzar el empleo de las medidas de densidad e ilustrar su uso en el laboratorio forense.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \text{ o } D = \frac{m}{V} \quad (1)$$

$$\text{Ecuación inicial: } D = \frac{m}{\underset{\text{Resolver}}{V}} \Rightarrow \text{Objetivo: resolver para } V \quad (2)$$

$$\text{Paso 1: Multiplicar ambos lados por } V \Rightarrow D \times V = \frac{m}{V} \times V$$

$$\text{Paso 2: Dividir ambos lados por } D \Rightarrow \frac{D \times V}{D} = \frac{m}{D}$$

$$\text{Paso 3: Ecuación final } V = \frac{m}{D}$$

$$\text{Ecuación inicial: } D = \frac{\overset{\text{Resolver}}{m}}{V} \Rightarrow \text{Objetivo: resolver para } m \quad (3)$$

$$\text{Paso 1: Multiplicar ambos lados por } V \Rightarrow D \times V = \frac{m}{V} \times V$$

$$\text{Paso 2: Ecuación final: } D \times V = m \text{ o } m = D \times V$$

Las unidades de la densidad más comunes son g/mL, g/cc o g/cm³ (“cc” es una abreviatura antigua para los centímetros cúbicos, cm³). Puesto que 1 mL = 1 cc = 1 cm³, todas las unidades de densidad antes enumeradas son intercambiables. De vez en cuando se oye el término *cc* en lugar de *mililitros* en algún drama médico en la TV, y los *cc* se usan comúnmente en la bibliografía de ciencias de materiales e ingeniería. Por lo tanto, se debe conocer su uso y su significado.

Ejemplo resuelto 13

En la escena de un robo con allanamiento de morada se encontró un bote de cristal roto y se determinó que estaba hecho de vidrio sodocálcico. Un fragmento de cristal recuperado de la casa de un sospechoso tenía una masa de 4,652 g. Cuando el vidrio se colocó en una probeta graduada con 20,00 mL de agua, el nivel del agua aumentó a 21,53 mL. ¿El fragmento de cristal relaciona al sospechoso con la escena del delito? Consultar la Tabla 2.3

SOLUCIÓN

$$D = \frac{m}{V} = \frac{4,652 \text{ g}}{(21,53 - 20,00)} = \frac{4,652 \text{ g}}{1,53 \text{ mL}} = 3,04 \text{ g/mL}$$

No, las muestras de vidrio no son iguales. El vidrio sodocálcico tiene una densidad de 2,47 g/mL. El fragmento recogido en casa del sospechoso es más bien un vidrio sodopotásico y plomo, que tiene una densidad de 3,05 g/mL.

Práctica 2.13

Determinar la identidad de 12,471 g de una muestra de vidrio que desplaza 2,33 mL de agua.

RESPUESTA

$D = 5,35 \text{ g/mL}$, que está cerca del vidrio de borosilicato de plomo.

Ejemplo resuelto 14

El intervalo típico de la densidad de las muestras de orina recogidas en una autopsia es 1,002 a 1,028 g/cm³. Los valores de densidad mayores que este intervalo pueden indicar que la víctima sufrió vómito, sudor excesivo o deshidratación poco antes de la muerte. Los valores de densidad menores que este intervalo pueden indicar que la víctima era diabética o tenía problemas renales agudos debido a la exposición a ciertos metales o disolventes. Calcular el intervalo de masa aceptable que podrían tener 25,00 mL de una muestra de orina para ser considerada normal.

SOLUCIÓN

Se necesitan dos cálculos. El primero se basa en el valor inferior del intervalo de densidad, 1,002 g/cm³, y el segundo en el valor superior de la densidad, 1,028 g/cm³.

$$\text{Densidad baja: } m = D \times V \Rightarrow m = 1,002 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 25,00 \text{ cm}^3 = 25,05 \text{ g}$$

$$\text{Densidad alta: } m = D \times V \Rightarrow m = 1,028 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 25,00 \text{ cm}^3 = 25,70 \text{ g}$$

Práctica 2.14

Calcular la masa de 75 mL de orina con una densidad de 1,018 g/cm³.

RESPUESTA

76,35 g

Ejemplo resuelto 15

Un edema cerebral es una hinchazón del tejido cerebral causada por la absorción de agua y por el aumento del contenido de agua en la cavidad cerebral, que puede producirse por un traumatismo con un objeto contundente. El promedio del peso del cerebro humano es $1,30 \times 10^3$ g, y la densidad del tejido cerebral normal humano es 1,05 g/mL. Calcular el volumen inicial que ocupa el tejido cerebral y a continuación el volumen que ocuparía después de que la absorción de agua disminuya la densidad del tejido cerebral a 1,01 g/mL.

SOLUCIÓN

$$\text{Inicial: } V = \frac{m}{D} \Rightarrow V = \frac{1,30 \times 10^3 \text{ g}}{1,05 \text{ g/mL}} = 1,24 \times 10^3 \text{ mL}$$

$$\text{Final: } V = \frac{m}{D} \Rightarrow V = \frac{1,30 \times 10^3 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mL}} = 1,29 \times 10^3 \text{ mL}$$

Práctica 2.15

La densidad del explosivo plástico PEK-1 es 1,45 g/cc. Un cartucho sencillo de PEK-1 tiene una masa de 1×10^2 g. ¿Cuál es el volumen del cartucho de PEK-1?

RESPUESTA

69,0 cc

2.10 | Cómo analizar pruebas de vidrio y de suelo: uso de las propiedades físicas

Objetivo de aprendizaje

Mostrar de qué modo una propiedad física como la densidad se usa para analizar una prueba.

[Holmes] Echa un vistazo a los diferentes suelos. Después de los paseos me ha mostrado las salpicaduras sobre sus pantalones, y me ha dicho por su color y consistencia en qué parte de Londres las había recibido.

—*Estudio en escarlata*, Sir Arthur Conan Doyle

Los fragmentos de vidrio y las muestras de suelo son dos tipos de pruebas que se han analizado históricamente midiendo sus propiedades físicas, especialmente la densidad. Hoy día hay métodos instrumentales más modernos para analizar la composición exacta de una prueba, y estos métodos se comentarán en el próximo capítulo. Sin embargo, la densidad todavía se usa para una evaluación inicial del vidrio y del suelo.

Pruebas de vidrio

Hay muchos tipos de vidrios y materiales parecidos al vidrio, como el Plexiglas, que se utilizan para las ventanas y los faros de los coches. Cuando se recoge un material de vidrio en la escena de un delito, se puede medir su densidad para ayudar a identificar el material y para ver si coincide con las pruebas recogidas de un sospechoso. La medida de la densidad frecuentemente se realiza por el **método hundir-flotar**, en el cual el fragmento de vidrio se sumerge en una disolución de densidad conocida. Si el vidrio tiene una densidad mayor que el líquido se hunde; si tiene una densidad menor que el líquido, flota. Si el vidrio tiene la misma densidad que el líquido, estará en suspensión en la disolución.

Pruebas de suelo

Las pruebas de suelo se analizan de una manera ligeramente diferente. El suelo es una mezcla heterogénea que contiene una variedad de componentes tales como minerales, polvo, materiales orgánicos, polen, arcilla, guijarros y otros. Cada componente tiene una densidad diferente, e idealmente los componentes son una mezcla única que se encuentra sólo alrededor de la zona de la escena del delito. Si esto es cierto y se recoge del sospechoso tierra que coincide con la prueba, se ha establecido una pista. Recordar que las pruebas de suelo no demuestran la culpabilidad, simplemente que la persona estaba presente en aquel sitio. Se necesita más trabajo de investigación para probar que un sospechoso estuvo, de hecho, en el lugar en el momento del delito y que lo cometió.

El método usado históricamente para analizar el suelo se llama **método de gradiente de densidad**. Un cilindro alto contiene una disolución que tiene una densidad elevada en el fondo del cilindro y una densidad baja en la parte superior. Cuando se introduce la muestra de tierra en la parte superior del cilindro, las partículas se empiezan a hundir a través del líquido de menor densidad hasta que alcanzan una posición donde su densidad es igual a la del líquido. El resultado es que la tierra forma bandas a lo largo del cilindro, según se ilustra en la Figura 2.3. Cuando se obtienen muestras de tierra de otras fuentes, tales como la pala de un sospechoso, la coincidencia de las bandas de densidad permite a los investigadores hacer una suposición preliminar de que la muestra nueva de tierra procede de la misma zona que la anterior, la de la escena del delito. La coincidencia de las bandas de densidad es eficaz

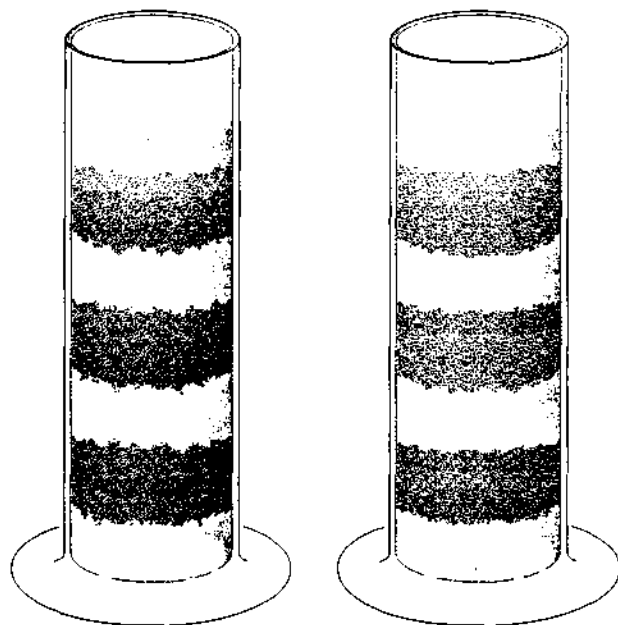


Figura 2.3 Las muestras de tierra se separan formando bandas de minerales debido al diferente hundimiento de éstos hasta que alcanzan una zona del líquido de igual densidad.

cuando los componentes del suelo cambian significativamente de un sitio a otro, haciendo que el suelo correspondiente a la escena del delito sea único. Un problema del tubo de gradiente es que muchos minerales diferentes tienen valores de densidad casi idénticos y no se puede obtener una estructura de banda única incluso aunque las muestras sean diferentes.

Los geólogos forenses modernos usan una gran variedad de propiedades físicas para determinar si la muestra de tierra de la escena del delito coincide con la obtenida de un sospechoso. El primer paso en el análisis de la tierra es comparar el color de las dos muestras y determinar si coinciden. El ojo humano es uno de los mejores métodos para detectar incluso pequeñas diferencias en los colores, y es un método aceptado para determinar si las tierras coinciden. En el Capítulo 1 ya se ha visto, en el caso de Camarena, cómo las diferencias en el color de la tierra proporcionaron una pista significativa. Para que el color de los suelos se compare correctamente es importante que ambas muestras de suelo tengan la misma humedad, puesto que la humedad cambia el color de la tierra. El grado de humedad se ajusta normalmente calentando las muestras hasta que están secas, o con menos frecuencia añadiendo un exceso de humedad en ambas muestras. La tierra recogida de la superficie de un cadáver puede que se tenga que limpiar de cualquier depósito de materia grasa, como pasó en el caso de Camarena. Si el color de las muestras de tierra coincide, a continuación el geólogo forense podrá comparar las texturas.

La observación me indica que tiene un poco de moho rojizo adherido en su empuñadura. Justo enfrente de Wigmore Street Office se ha levantado el pavimento y hay algo de tierra a la vista, que está de tal manera que es difícil evitar pisarla al entrar. La tierra está tintada de este peculiar color rojizo, que no se encuentra, por lo que sé, en ninguna parte de la vecindad.

—*El signo de los cuatro*, Sir Arthur Conan Doyle

La textura de la tierra depende de la cantidad de arena, cieno y arcilla que contenga; la textura puede cambiar en gran manera si cambia la relación de estos componentes. Los términos *arena*, *cieno* y *arcilla* se refieren sólo a los tamaños físicos de las partículas, no a sus identidades químicas. Dos muestras de arena pueden tener composiciones químicas diferentes. Sin embargo, si dos muestras de tierra tienen un origen común, la relación de arena, cieno y arcilla debería ser constante. Las partículas de tierra tienen también otra propiedad física que se utiliza para caracterizarla: la forma de las partículas. Las tres descripciones de la forma que un geólogo forense utiliza son angular, semirredondeada y bien redondeada. La Figura 2.4 ilustra las propiedades físicas utilizadas para analizar suelos.

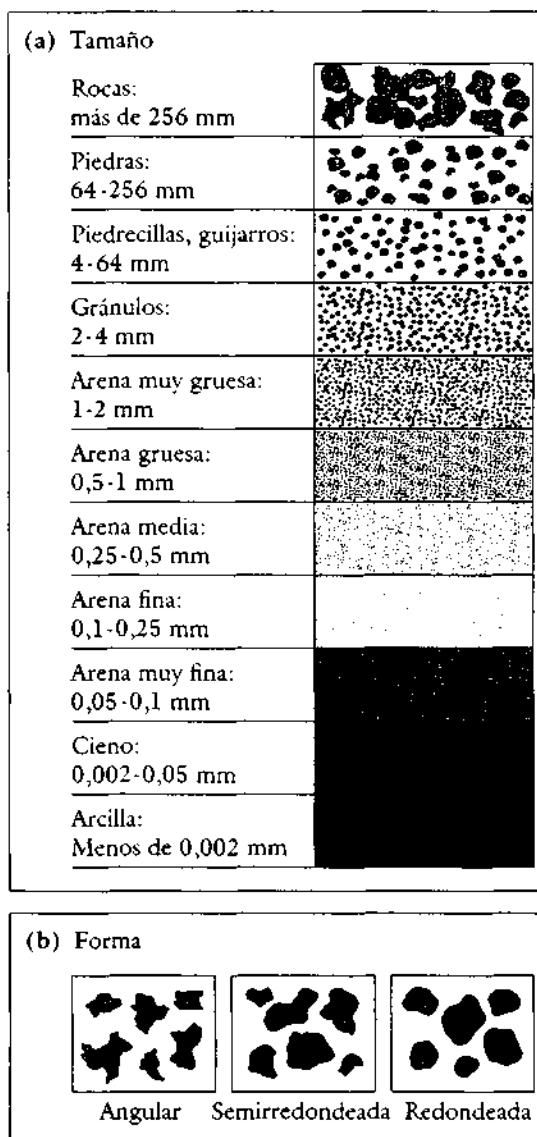


Figura 2.4 El tamaño y la forma de los componentes del suelo dictaminan la textura total y la apariencia de las muestras de tierra. El tamaño de las partículas, no su composición química, determina si una partícula de tierra se clasifica como arena, cieno o arcilla. (Adaptada de Jones, N.W. y Jones, C.E., *Laboratory Manual for Physical Geology*, 4th ed., 2003.)

La etapa final que los geólogos forenses pueden realizar es analizar la composición mineral de la tierra. Cada mineral es un compuesto químico único. Por ejemplo, el mineral cuarzo tiene la fórmula química SiO_2 y para el mineral calcita es CaCO_3 . La identificación se puede basar en la apariencia física bajo un microscopio debido a que la forma y el color de un mineral pueden ser bastante distintivos. También es posible una mejor identificación usando instrumentación de laboratorio avanzada. La Figura 2.5 ilustra formas distintivas y aspectos de minerales.

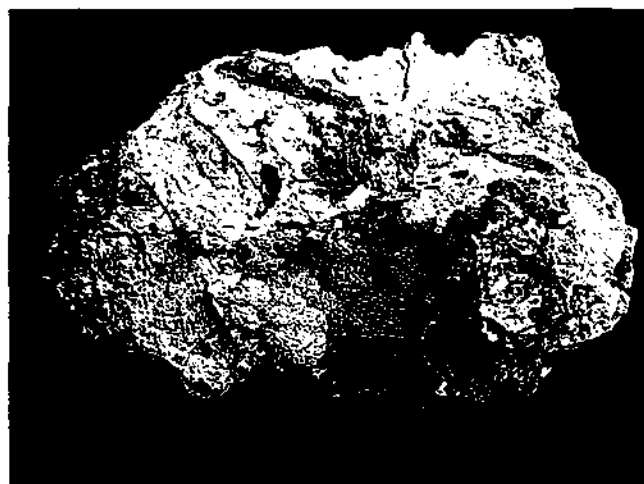
El análisis de las propiedades físicas de los suelos es una herramienta importante para la aplicación de la ley, porque puede probar una conexión física entre un sospechoso y una localización específica. Fue justo este tipo de análisis lo que condujo a la caída de un miembro de una familia mafiosa de Nueva York. A continuación seguiremos con el caso en estudio de Tommy Karate Pitera . . .



(a) Dióxido de silicio, SiO_2 (cuarzo)



(b) Carbonato cálcico, CaCO_3 (calcita)



(c) Hidróxido de aluminio, Al(OH)_3 (gibbsita)

Figura 2.5 Los geólogos dan nombres únicos a la mayoría de los minerales, mientras que los químicos tienden a referirse a cada mineral con su nombre químico, del que se puede determinar la fórmula química. (a: Geoff Thompson/Photo Researchers, Inc.; b: Mark A. Schneider/Photo Researchers, Inc.; c: The Fine Mineral Company)



2.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Tumba delatora

Tommy Karate Pitera había evadido el sistema judicial por la muerte de Willie Boy Johnson, pero su suerte se acabó. Un socio de Pitera que le había ayudado en varios de sus negocios asesinos de drogas confesó su papel a la policía y acordó testificar contra Pitera a cambio de una sentencia más suave y de protección. El Procurador General de Estados Unidos quería más pruebas, no sólo la palabra de un colaborador del crimen. Las escuchas telefónicas de las declaraciones de Pitera incriminando a sus socios se grabaron, pero los fiscales querían relacionar físicamente a Pitera con sus crímenes. El análisis de tierra proporcionaría esta conexión positiva entre Pitera y el lugar de la tumba colectiva, que contenía maletas llenas de miembros de cuerpos, que se descubrió fuera del William R. Davis Wildlife Sanctuary de Staten Island, Nueva York.

Las maletas contenían los restos de siete personas que, como después se determinó, tuvieron la desgracia de cruzarse con Pitera. Pitera estaba a cargo del reparto de droga de la familia Bonanno, y su principal trabajo consistía en robar los envíos de droga y el dinero de otros traficantes. Si éstos protestaban por el robo de su dinero y su droga, eran asesinados. Las otras víctimas de Pitera eran aquellos que él sospechaba que eran confidentes o que le habían insultado.

Los detectives decidieron tomar muestras de tierra en el lugar de la tumba, esperando que proporcionaría un color, una textura y una composición que pudieran relacionarse con Pitera. El valor de tales pruebas consistía en su unicidad. Si la tierra de toda Staten Island fuera uniforme, no habría manera de relacionar a un sospechoso con el sitio de la tumba más que con cualquier otro lugar de la isla. Para probar que la tierra de alrededor de las tumbas era diferente del suelo encontrado en cualquier otro lugar de Staten Island, los detectives tomaron muestras no sólo de ese sitio sino también a distintas distancias de la tumba para demostrar los cambios de composición en la tierra.

Las muestras de tierra de Staten Island se enviaron al agente especial Bruce W. Hall, supervisor de la unidad de mineralogía forense en la sede del FBI. También le dieron otra muestra: la tierra que se había adherido a una pala encontrada en una casa de East 12th Street, en el sector Gravesend de Brooklyn, la casa de Pitera. Las palas tienen una pequeña curva en la parte superior para realizar presión con el pie, como se muestra en la foto de la página siguiente. Este trozo de la pala es una excelente zona de muestreo, puesto que la tierra se mete en ella, y entonces, debido a que está llena, no permite que tierras futuras se mezclen con la muestra.

Hall examinó el color, la textura y la composición de la tierra encontrada en la pala y las relacionó con el lugar del entierro. Cuando los abogados defensores argumentaron que la pala se había usado para la jardinería y que la tierra podía proceder de otros sitios, Hall tenía muestras tomadas en los lugares de la coartada y demostró que la tierra era enormemente diferente de la que se encontraba en la pala. ¿Demostraba esto que la pala no se había usado en el lugar de la coartada? En absoluto. Simplemente significó que no se encontró tierra de esos sitios en la pala, pero que sí había tierra del lugar del entierro.

Tommy Karate Pitera había escapado de la condena por el asesinato de Willie Boy Johnson, pero se le condenó a cadena perpetua por los asesinatos de las víctimas cuyos cuerpos se encontraron en la tumba colectiva de Staten



El borde redondeado de la parte superior utilizado para presionar una pala contra el suelo recoge una excelente muestra horizontal de tierra. (Corbis)

Island. Una muestra de tierra adherida a la pala y un científico que podía demostrar cómo las propiedades físicas de aquel suelo lo relacionaban con el lugar del entierro contribuyeron a sacar de las calles a un asesino en serie.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Las propiedades físicas y químicas de la materia son importantes en la recogida y el análisis de pruebas. Los cambios físicos no alteran la identidad química de una sustancia, mientras que los cambios químicos producen una nueva sustancia.
- Cuando se investiga una materia y los cambios que experimenta, los científicos siguen un enfoque sistemático y lógico para resolver el problema: el método científico. Este método científico consiste en la recogida de datos, el desarrollo de hipótesis y la comprobación de la hipótesis.
- La reproducibilidad de una medida experimental es una indicación de su precisión. La exactitud de las medidas depende de lo cerca que están los resultados del valor verdadero. Tanto la precisión como la exactitud son importantes en la interpretación de resultados experimentales.
- En una medida siempre hay un error porque los números resultantes de la medición constan de todos los dígitos conocidos más un dígito que contiene un valor aproximado. Estos dígitos, en conjunto, se llaman cifras significativas de un número.
- La densidad, la relación entre la masa y el volumen de una sustancia, es una propiedad física que puede ayudar en la identificación de cristales y tierras. El color y la textura de la tierra se utilizan también para su identificación, debido a que en el suelo hay cristales de minerales con formas distintivas.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|-----------------------------|--------------------------|-------------------------------|---|
| Cambio químico, p. 25 | Método científico, p. 27 | Factores de conversión, p. 32 | Precisión, p. 39 |
| Propiedades físicas, p. 26 | Hipótesis, p. 28 | Cifras significativas, p. 33 | Densidad, p. 40 |
| Cambio físico, p. 26 | Masa, p. 30 | Notación científica, p. 35 | Método de hundir-flotar, p. 44 |
| Propiedades físicas, p. 27 | Peso, p. 31 | Exactitud, p. 38 | Método del gradiente de densidad, p. 44 |
| Índice de refracción, p. 27 | Unidades, p. 31 | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

- Baumann, E., O'Brien, J. *Murder Next Door: How Police Tracked Down 18 Brutal Killers*, Chicago: Bonus Books, 1991.
- Doyle, A.C. *Sherlock Holmes: The Complete Novels and Stories*, vol. 1, New York: Random House, 2003.
- Lubasch, A.H. "Reputed Mobster Guilty in Six Narcotics Murders; Death Penalty Possible Under Federal Law", *New York Times*, New York, June 26, 1992, p. B3.
- Missouri State Highway Patrol Forensic Laboratory. *Forensic Evidence Handbook*, Jefferson City: Missouri State Highway Patrol, 2003.
- Murray, R.C., Tedrow, J.C.F. *Forensic Geology*, Englewood Cliffs: Prentice Hall, 1998.
- Para más información sobre las propiedades del vidrio y la cerámica: www.mindrum.com/tech.html

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. ¿Cuál es la diferencia clave entre cambios químicos y cambios físicos? (2.1)
2. Dar un ejemplo de un cambio químico y uno físico no indicados en este libro. (2.1)
3. ¿Por qué son útiles las propiedades físicas para la identificación de sustancias desconocidas? (2.1)
4. Dar ejemplos de algunas propiedades químicas. (2.1)
5. Explicar cómo se usa el método científico para resolver problemas. (2.2)
6. ¿Por qué muchas profesiones diferentes utilizan el método científico? (2.2)
7. ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso? (2.3)
8. ¿Por qué son importantes las unidades en una medida? (2.3)
9. ¿Cuáles son las unidades estándar utilizadas para medir la masa? ¿Y la distancia? (2.3)
10. ¿Cuáles son las otras dos unidades comunes que equivalen al mililitro (mL)? (2.3)
11. ¿Cuáles son los prefijos y sus abreviaturas para el sistema métrico? (2.3)
12. Explicar cómo se utilizan los factores de conversión para cambiar las unidades de un número. (2.4)
13. ¿Cuál es el factor de conversión entre centímetros y pulgadas? (2.4)
14. ¿Por qué en una medida siempre hay un error? (2.5)
15. ¿Cómo puede la estimación del último dígito de una medida proporcionar un valor más exacto? (2.5)

16. Dibujar un esquema de una diana e ilustrar, usando marcas "X", los conceptos de exactitud y precisión. (2.7)

Problemas

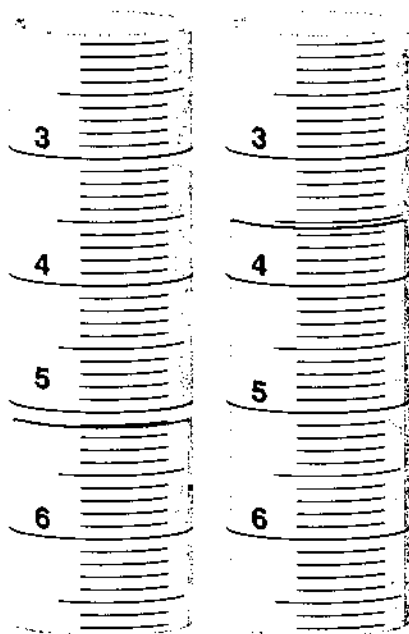
17. Identificar cada uno de los siguientes como cambio químico o cambio físico. (2.1)
 - (a) Evaporación de la gasolina
 - (b) Tostado de malvavisco
 - (c) Filtración de una muestra de agua de un estanque
 - (d) Cremación de documentos
18. Identificar cada uno de los siguientes como cambio químico o cambio físico. (2.1)
 - (a) Formación de nubes y lluvia
 - (b) Congelación de muestras biológicas para su almacenamiento
 - (c) Cocción de una masa de pan
 - (d) Detonación de TNT
19. Identificar cada una de las siguientes como propiedad química o propiedad física. (2.1)

| | |
|---------------|--------------------|
| (a) Dureza | (c) Inflamabilidad |
| (b) Corrosión | (d) Color |
20. Identificar cada una de las siguientes como propiedad química o propiedad física. (2.1)

| | |
|--------------------------|------------------|
| (a) Índice de refracción | (c) Explosividad |
| (b) Punto de ebullición | (d) Inertidad |
21. ¿Cuál(es) de las siguientes etapas *no* forma(n) parte de un método científico? (2.2)
 - (a) Recogida de datos relevantes
 - (b) Evaluación de los datos
 - (c) Creación de una hipótesis
 - (d) Eliminación de datos conflictivos

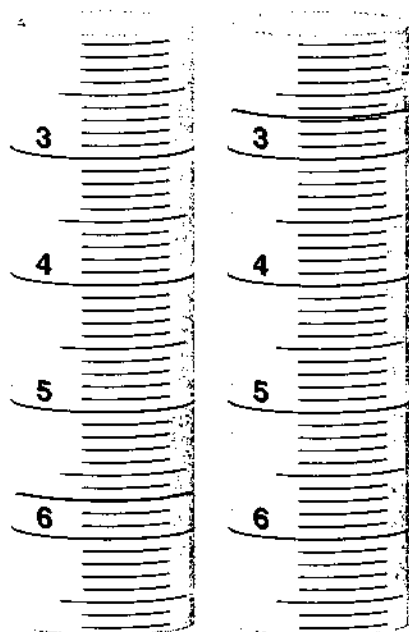
22. ¿Cuál(es) de los siguientes pasos *no* forma(n) parte de un método científico? (2.2)
(a) Ensayar las hipótesis
(b) Validar la hipótesis original
(c) Repetir el proceso si es necesario
(d) Determinar la naturaleza de un problema
23. Identificar si cada una de las siguientes afirmaciones está relacionada con la masa o con el peso. (2.3)
(a) Depende de la gravedad
(b) Medida en gramos
(c) Mide la cantidad de materia
(d) Medida con una escala
24. Identificar cada una de las siguientes afirmaciones como parte de la definición de masa o de peso. (2.3)
(a) Medida en libras
(b) Mide la gravedad que actúa sobre la materia
(c) Medida con balanza
(d) Independiente de la gravedad
25. Escribir la abreviatura y el multiplicador de los siguientes prefijos. (2.3)
(a) Micro (b) Kilo (c) Centi
26. Escribir la abreviatura y el multiplicador de los siguientes prefijos. (2.3)
(a) Mega (b) Deci (c) Mili
27. Escribir el prefijo para la multiplicación por cada uno de los números indicados a continuación. (2.3)
(a) 0,001 (b) 1000 (c) 0,1
28. Escribir el prefijo para la multiplicación por cada uno de los números indicados a continuación. (2.3)
(a) 0,01 (b) 1 000 000 (c) 0,000001
29. Convertir cada uno de los siguientes números en las unidades indicadas. (2.4)
(a) $0,001\text{ g} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ mg}$
(b) $5755\text{ mL} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ L}$
(c) $0,59\text{ m} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ dm}$
(d) $750\text{ cm} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ m}$
30. Convertir cada una de las siguientes cantidades en las unidades indicadas. (2.4)
(a) $1 \times 10^6\text{ g} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ Mg}$
(b) $1,56\text{ m} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ cm}$
(c) $9,5 \times 10^{-4}\text{ s} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ ms}$
(d) $1,75\text{ g} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ mg}$
31. Convertir cada una de las siguientes cantidades en las unidades indicadas. (2.4)
(a) $144\text{ in.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ ft.}$
(b) $85,0\text{ ft.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ yd.}$
(c) $1,04\text{ m} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ mm}$
(d) $6,35\text{ in.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ cm}$
32. Convertir cada una de las siguientes cantidades en las unidades indicadas. (2.4)
(a) $34,0\text{ ft.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ cm}$
(b) $238\text{ cm} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ yd.}$
(c) $71,7\text{ in.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ yd.}$
(d) $2,98\text{ yd.} = \underline{\hspace{1cm}}\text{ m}$
33. ¿Cuántas cifras significativas hay en cada número de los de abajo? (2.5)
(a) 1011
(b) 0,00193
(c) 0,08050
(d) 1000
34. ¿Cuántas cifras significativas hay en cada número de los de abajo? (2.5)
(a) $1,00 \times 10^4$
(b) 5029
(c) 0,00890
(d) 1,001
35. Escribir los siguientes números en notación científica. (2.5)
(a) 1000
(b) 0,00001
(c) 0,043
(d) 5 120 000
36. Escribir los siguientes números en notación científica. (2.5)
(a) 2500
(b) 85
(c) 0,00329
(d) 0,0000000477
37. Escribir los siguientes números en notación decimal normal. (2.5)
(a) $3,32 \times 10^3$
(b) $4,110 \times 10^{-2}$
(c) $9,00 \times 10^5$
(d) $6,617 \times 10^{-3}$
38. Escribir los siguientes números en notación decimal normal. (2.5)
(a) 7×10^5
(b) $4,401 \times 10^{-1}$
(c) $9,0 \times 10^1$
(d) $2,2279 \times 10^{-6}$

39. Apuntar el valor de las lecturas de las buretas mostradas a continuación con el número apropiado de cifras significativas. (2.5)



(a)

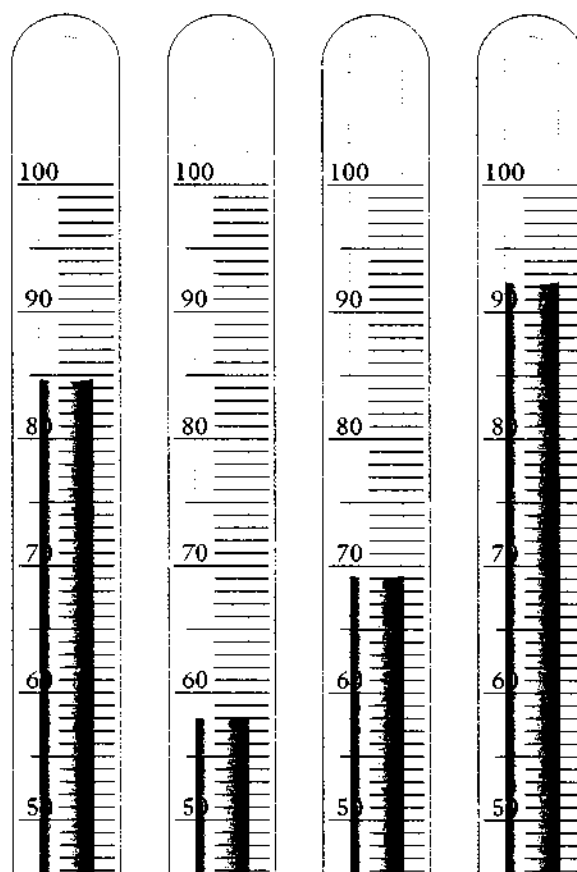
(b)



(c)

(d)

40. Apuntar con el número adecuado de cifras significativas el valor de las temperaturas mostradas en los siguientes termómetros. (2.5)



(a)

(b)

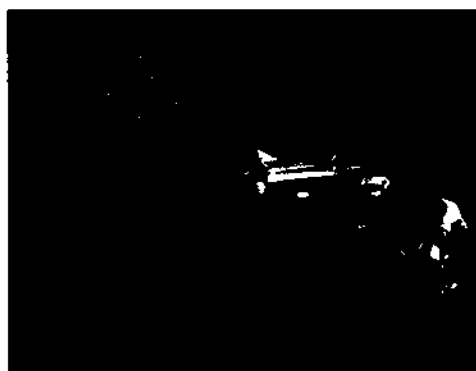
(c)

(d)

41. ¿Cuáles de los siguientes números contienen tres cifras significativas? Si algún número no contiene tres cifras significativas, modificarlo para que tenga exactamente tres cifras significativas. (2.5)
- (a) $1,0 \times 10^{-3}$
 (b) 0,02
 (c) 0,00215
 (d) 100
42. ¿Cuáles de los siguientes números contienen tres cifras significativas? Si algún número no contiene tres cifras significativas, modificarlo para que tenga exactamente tres cifras significativas. (2.5)
- (a) 100 200
 (b) 0,010
 (c) 0,1000
 (d) $1,010 \times 10^{-11}$
43. Reescribir los siguientes números en notación científica. Redondear la respuesta para que contengan el número de cifras significativas indicado entre paréntesis. (2.5)
- (a) 1000 (2)

- (b) 0,00010024 (3)
 (c) 1 584 982 (4)
 (d) 8832 (2)
44. Reescribir los siguientes números en notación científica. Redondear la respuesta para que contengan el número de cifras significativas indicado entre paréntesis. (2.5)
 (a) 0,000038620 (5)
 (b) 102 883 (5)
 (c) 5 837 930 (4)
 (d) 0,0010025 (4)
45. ¿Qué grupo de números de los de abajo representa medidas que tienen buena precisión y buena exactitud? El valor verdadero de la medida es 4,75. (2.7)
 (a) 3,64, 3,82, 3,74, 3,98
 (b) 4,71, 3,98, 5,78, 3,03
 (c) 4,79, 4,68, 4,81, 4,83
 (d) 4,32, 4,93, 4,05, 4,11
46. ¿Qué grupo de números de los de abajo representa medidas que tienen buena precisión pero baja exactitud? El valor verdadero de la medida es 18,44. (2.7)
 (a) 17,81, 17,10, 19,99, 18,43
 (b) 18,46, 18,39, 18,52, 18,48
 (c) 18,10, 19,21, 17,44, 17,99
 (d) 17,35, 17,41, 17,29, 17,38
47. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $101,34 - 92,1 - 1,793 =$ _____
 (b) $345,3 + 12,12 + 16,10 =$ _____
 (c) $14,5 + 12,34 - 8,991 =$ _____
 (d) $33,9 - 15,60 + 12 =$ _____
48. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $45,5 + 0,0023 + 17 =$ _____
 (b) $34,4 - 7,92 - 0,0731 =$ _____
 (c) $56 - 17,98 + 0,02 =$ _____
 (d) $1,45 + 101 - 12,02 =$ _____
49. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $12,2 \div 3,4 \div 0,0127 =$ _____
 (b) $14,9 \div 12,29 \times 0,020 =$ _____
 (c) $3,0 \times 2,34 \times 329 =$ _____
 (d) $76,3 \div 875,023 \times 31,1 =$ _____
50. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $642 \div 32,90 \div 100,0 =$ _____
 (b) $47 \times 23,3 \times 10,1 =$ _____
 (c) $82,901 \div 26,8 \times 3,33 =$ _____
 (d) $3967 \times 0,022 \div 9,09 =$ _____
51. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $(19,83 \times 2,3) + 4,100 =$ _____
 (b) $14,3 - 2,3 \div 0,2 =$ _____
 (c) $0,020 \times 211,2 - 40,0 =$ _____
 (d) $12,11 \times (2,8 - 13,3) =$ _____
52. Escribir el resultado de las operaciones matemáticas de abajo con el número correcto de cifras significativas. (2.6)
 (a) $76,3 - 23,345 \div 16,0 =$ _____
 (b) $8,240 \times 37,2 - 119,00 =$ _____
 (c) $(1,003 \times 23,0) + 173,90 =$ _____
 (d) $56,2 \div 2,300 + 9 =$ _____
53. Una muestra de vidrio tiene un punto de reblandecimiento en el intervalo de 718 °C a 723 °C. Listar los posibles tipos de cristales (consultar la Tabla 2.3). ¿Cuáles son las posibilidades si la densidad se determina con un valor de 2,6 g/cm³? (2.8)
54. Una muestra de vidrio tiene un punto de ablandamiento en el intervalo de 819 °C a 833 °C. Listar los posibles tipos de cristales (consultar la Tabla 2.3). ¿Cuáles son las posibilidades si el índice de refracción se determina con un valor de 2,2? (2.8)
55. Calcular la densidad de un objeto utilizando las masas y los volúmenes abajo indicados. (2.9)
 (a) Masa = 14,45 g, volumen = 10,0 cc
 (b) Masa = 12,2 g, volumen = 3,43 mL
 (c) Masa = 9,02 g, volumen = 6,23 cm³
 (d) Masa = 7,02 g, volumen = 8,29 mL
56. Calcular la densidad de un objeto utilizando las masas y los volúmenes abajo indicados. (2.9)
 (a) Masa = 12,82 g, volumen = 13,28 cc
 (b) Masa = 2,34 g, volumen = 1,11 mL
 (c) Masa = 9,23 g, volumen = 6,67 cm³
 (d) Masa = 4,73 g, volumen = 5,72 mL
57. Calcular el volumen de un objeto utilizando las densidades y las masas abajo indicadas. (2.9)
 (a) Densidad = 0,982 g/mL, masa = 14,45 g
 (b) Densidad = 3,231 g/mL, masa = 10,0 g

- (c) Densidad = 1,34 g/cc, masa = 4,71 g
(d) Densidad = 2,90 g/cm³, masa = 11,67 g
58. Calcular el volumen de un objeto utilizando las densidades y las masas abajo indicadas. (2.9)
(a) Densidad = 0,864 g/mL, masa = 44,99 g
(b) Densidad = 2,77 g/cc, masa = 21,4 g
(c) Densidad = 11,0 g/mL, masa = 5,76 g
(d) Densidad = 8,76 g/cm³, masa = 2,003 g
59. Calcular la masa de un objeto utilizando las densidades y los volúmenes abajo indicados. (2.9)
(a) Densidad = 0,935 g/mL, volumen = 23,30 mL
(b) Densidad = 1,45 g/cc, volumen = 12,22 cc
(c) Densidad = 13,6 g/mL, volumen = 9,32 mL
(d) Densidad = 2,25 g/cm³, volumen = 5,60 cm³
60. Calcular la masa de un objeto utilizando las densidades y los volúmenes abajo indicados. (2.9)
(a) Densidad = 3,91 g/mL, volumen = 9,44 mL
(b) Densidad = 0,791 g/mL, volumen = 10,9 mL
(c) Densidad = 2,34 g/cc, volumen = 8,45 cc
(d) Densidad = 7,44 g/cm³, volumen = 11,08 cm³
- Problemas de química forense**
61. Describir cómo se usó el método científico en el análisis del suelo realizado por el agente especial Bruce Hall en el caso de Tommy Karate. (CE)
62. El análisis del suelo es una ciencia comparativa, que significa que dos muestras se comparan para determinar si, de hecho, provienen de la misma fuente. Describir qué propiedades físicas se usan para comparar suelos. Si una muestra de un sospechoso coincide con la de la escena de un crimen, ¿qué debe probarse además para demostrar que el sospechoso estaba ahí? (2.10)
63. ¿Por qué es más difícil comparar tierra recogida de la hoja de una pala en una escena criminal que tierra del borde superior redondeado de la pala? (CE)
64. Muchos estados están adoptando como límite legal para la conducción un contenido de alcohol en sangre (abreviatura inglesa BAC) de 0,08 g/dL. Algunas clínicas y laboratorios forenses indicarán el BAC en unidades de mg/mL, g/L o mg/dL. Convertir 0,08 g/dL a cada una de las unidades alternativas para el BAC. (2.4)
65. El diazodinitrofenol (abreviatura inglesa DDNP) es un explosivo con una densidad de 1,63 g/mL. ¿Qué volumen (cm³) ocuparía una muestra de 1,00 libras de DDNP? (1 lb = 453,5 g). (2.9)
66. Una complicación en el examen del BAC de un cadáver es que el proceso de descomposición puede producir alcohol. La producción de alcohol posmortem normalmente es menor de 70 mg/dL, pero puede ser tan alta como 100 mg/dL. ¿Sería posible indicar erróneamente que una víctima sobria había bebido legalmente a la hora de la muerte? Asumir que el valor legal del BAC es 0,08 g/dL. (PC)
67. El alcohol se elimina del cuerpo humano a una velocidad aproximada de 15 mg/(dL × h). ¿Cuál es la velocidad de eliminación del alcohol en g/(dL × min)? (2.4)
68. Un trozo de vidrio con una masa de 7,89 g se recuperó de la escena de un crimen. Cuando se sumergió en un cilindro graduado, el volumen de agua en el cilindro aumentó de 24,00 mL a 27,54 mL. Identificar en la Tabla 2.3 de qué tipo de cristal se trata. (2.9)
69. Si una muestra de 17,84 g de vidrio alcalino de bario se sumerge en un cilindro que contiene 30,00 mL de agua, ¿cuál es el nivel final del agua en el cilindro? (2.9)
70. ¿Es un cambio químico o físico lo que fuerza a una bala a salir de un arma? El humo que sale por el cañón del arma, ¿es una mezcla homogénea o heterogénea? Explicar la respuesta. (2.1)



(Index Stock Photos/Fotosearch)

71. Si una muestra sospechosa de un incendio provocado enviada a un laboratorio es negativa en acelerantes basados en el petróleo, ¿prueba que el incendio no fue provocado deliberadamente? Si la muestra diera positivo, ¿significa automáticamente que el fuego fue provocado? Explicar cómo puede usar esta información un investigador (si los resultados del

laboratorio son positivos o negativos) en la determinación de la cadena de sucesos que se producen en el fuego. (PC)

72. Discutir si Sherlock Holmes está aplicando correctamente o no el método científico en las siguientes citas: (2.2)
- (a) “Enfocamos el caso, recuerdas, con la mente absolutamente en blanco, que siempre es una ventaja. No se tienen teorías formadas. Simplemente estamos allí para observar y sacar inferencias de nuestras observaciones.”
—*La aventura de la caja de cartón*
 - (b) “Es un error capital teorizar antes de tener todas las pruebas. Predispone el juicio.”
—*Estudio en escarlata*
 - (c) “¿Cuántas veces te he dicho que cuando se ha eliminado lo imposible, lo que permanece, aunque improbable, puede ser verdad?”
—*El signo de los cuatro*

Problemas de casos en estudio

73. Un cóctel Molotov consiste en una botella de vidrio llena de un combustible con un trapo que actúa de tapón y de mecha. Cuando se lanza contra un objetivo, la botella de vidrio se rompe y libera el combustible, que inmediatamente prende debido a la mecha. Un pirómano utilizó

un cóctel de este tipo para incendiar una propiedad en Dallas, Texas. El sospechoso era un pirómano procedente de Kansas City, Kansas. La única prueba en la escena era un casco roto de vidrio. ¿Cómo podría relacionar un científico forense el casco de vidrio encontrado en Texas con el sospechoso procedente de Kansas? No se encontraron rastros de DNA ni huellas dactilares en el vidrio. Utilizar el método científico y recordar del ejemplo de Tommy Pitera que con frecuencia es tan importante excluir posibilidades como encontrar muestras de fósforos. (PC)

74. Un testigo ocular identificó a un individuo como la persona que huyó de la escena de un homicidio. Se encontraron dos tipos de sangre en la escena, la de la víctima y otra idéntica a la del sospechoso. Éste no tenía conexiones conocidas con la víctima y declaró que había pasado la tarde solo en casa, viendo la TV. El sospechoso fue condenado y sentenciado a cadena perpetua. Quince años después, el análisis del DNA de las muestras de la escena del crimen probaron la inocencia del hombre condenado. Con la limitada información de este problema, ¿fue razonable condenar al sospechoso? ¿Se aplicó el método científico adecuadamente en el caso original y en la siguiente absolución? (PC)

CAPÍTULO 3

Pistas atómicas

CASO EN ESTUDIO:

Quemar o no quemar

- 3.1 Los orígenes de la teoría atómica: los filósofos de la antigua Grecia
- 3.2 Fundamentos de la teoría atómica moderna: Cassendi, Lavoisier y Proust
- 3.3 Teoría atómica de Dalton
- 3.4 Estructura atómica: partículas subatómicas
- 3.5 Detectives de la naturaleza: los isótopos
- 3.6 Masa atómica: abundancia de isótopos en la tabla periódica
- 3.7 Estructura atómica: electrones y espectros de emisión
- 3.8 Las matemáticas de la luz
- 3.9 Estructura atómica: orbitales de los electrones
- 3.10 Configuraciones electrónicas
Análisis de las pruebas:
Microscopio electrónico de barrido
- 3.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Quemar o no quemar



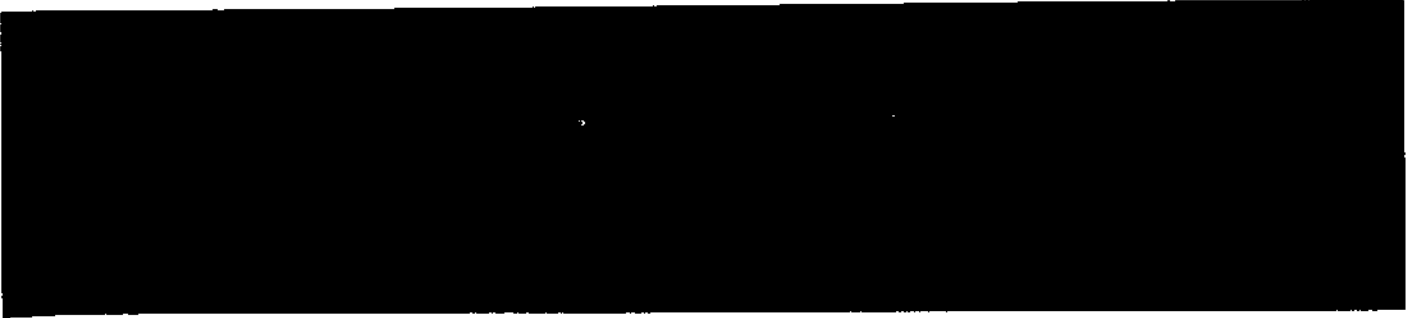
Los investigadores buscan restos humanos en la propiedad de Ray Marsch en Noble, Georgia, en febrero de 2002. (Tammi Chappell/Reuters/Corbis)



CASO EN ESTUDIO:

Quemar o no quemar

La visión era peor que una escena de una novela de Stephen King o una película de terror de Hollywood. El cuerpo de un hombre viejo estaba tendido descomponiéndose bajo el resplandor caliente del sol, protegido sólo por



la sombra de los restos abandonados de un Buick Century de 1976. Otro cadáver, probablemente de un chico adolescente, estaba medio sumergido en un charco. El esqueleto de una mujer joven destacaba entre el césped y las malas hierbas en una ladera. El cuerpo de un hombre de mediana edad, inusualmente en buen estado de conservación, estaba desplomado en la esquina de un cobertizo cerrado. Pero estos horrores eran sólo la punta del iceberg: los investigadores encontraron 334 cuerpos en este macabro paisaje.

Ni uno solo de los difuntos había sido denunciado por sus familias. ¿Cómo podían haber ocurrido tantas muertes sin que nadie diera la alarma? Durante la investigación, gradualmente llegó a estar claro que los muertos eran gente cuyos cuerpos se habían enviado a un crematorio tras su muerte. Sus familias creyeron que los restos de sus seres queridos estaban en las urnas funerarias que les habían entregado en el crematorio.

Este caso despertó la atención nacional en 2002, cuando se encontró que una familia propietaria de un crematorio en Noble, Georgia, había estado aceptando cuerpos para incinerar durante varios años, cobrando a las familias por los servicios de incineración, pero en realidad arrojaban los cuerpos en cualquier lugar de la propiedad. ¿Entonces, qué había en las urnas que supuestamente contenían las cenizas de los difuntos?

Este caso en estudio se centra en el contenido de una de las urnas, sobre la cual una familia preguntó una cuestión sencilla: ¿Esta urna contiene a Chigger, o está pudriéndose entre el montón de restos todavía por identificar? Pero antes de que la pregunta pudiera ser contestada, la familia tendría que saber si los restos incinerados, en la urna que recibieron, eran humanos. La familia obtuvo una autorización legal y su abogado recurrió al Dr. Bill Bass, uno de los mayores expertos del mundo en muertes y descomposiciones.

Este caso, sin embargo, presentó a Bass un problema nuevo. Bass es especialista en trabajar con restos de esqueletos y cuerpos descompuestos, no con montones de cenizas. Necesitó el consejo de un químico, y recurrió al Dr. Al Hazari de la Universidad de Tennessee en Knoxville. Para Hazari el problema fue encontrar un método para la identificación del contenido de las urnas como cenizas de un cuerpo humano o simplemente un material de relleno de cualquier tipo, tal como cenizas de cemento o madera. La prueba de DNA no se podía usar para responder esta pregunta porque el fuego de un crematorio destruye toda traza de DNA. De hecho, el crematorio convierte todo el carbono del cuerpo en dióxido de carbono gaseoso, y las cenizas consisten en sustancias que no se queman ni se escapan como gases.

Hazari resolvió el problema considerando hechos conocidos sobre lo que queda cuando se incinera un cuerpo humano. Entonces, para determinar qué estaba presente en los restos recogidos para que fueran los de Chigger, usó métodos de análisis que dependen del conocimiento de la estructura atómica y del comportamiento de los electrones cuando se añade energía a un átomo.

Primero, investiguemos los átomos y sus estructuras . . .

Objetivo de aprendizaje

Distinguir las dos primeras escuelas del pensamiento sobre la naturaleza del átomo.



Demócrito (460-370 a. de C.).
(Nimatallah/Art Resource, NY)



Aristóteles (384-322 a. de C.).
(Bettman/Corbis)

3.1 Los orígenes de la teoría atómica: los filósofos de la antigua Grecia

La presencia o ausencia de ciertos átomos en una muestra de una prueba puede significar la liberación de un sospechoso inocente o la condena de un criminal. La capacidad para determinar la composición elemental de una prueba se basa en nuestro conocimiento de la estructura atómica y de cómo se comportan los átomos. La aclaración gradual de la naturaleza y la estructura de los átomos constituye una de las historias detectivescas más grandes en la ciencia. ¡Se tardó unos 2300 años en resolver el caso! De hecho, el caso sólo se cerró hace aproximadamente 70 años. Además, la primera imagen de un átomo se tomó en 1983, cuando los investigadores de IBM inventaron un instrumento, llamado microscopio de túnel de barrido (STM, de *scanning tunneling microscope*), que era capaz de detectar la presencia de un átomo individual y crear una imagen. La Figura 3.1 muestra una imagen STM de un óvalo de átomos de hierro colocados sobre una superficie de cobre. La imagen STM no es una foto tradicional; es una imagen generada por ordenador que representa las fuerzas entre los electrones en un átomo y el instrumento STM.

El misterio empezó en el año 440 a. de C., en la antigua Grecia. Dos filósofos, Leucipo y su estudiante Demócrito, empezaron una revolución del pensamiento reivindicando que la materia estaba hecha de partículas pequeñas, duras e indivisibles, llamadas *átomos*. De acuerdo con su teoría, tenían diversos tamaños, formas y pesos, estaban en constante movimiento y se combinaban para componer todas las diversas formas de la materia. Las propiedades observables de la materia podrían estar directamente relacionadas con los tipos de átomos que contenían. Dondequiera que no existieran átomos, habría un hueco o vacío.

Esta teoría de Leucipo y Demócrito supuso una confrontación con el filósofo Aristóteles, que creía en un modelo continuo de la materia. Aristóteles pensaba que la materia podía dividirse infinitamente, lo que significaba que no existía ninguna partícula indivisible (átomos). Convenció a la mayoría de sus colegas de que la visión atómica de la materia era ilógica.

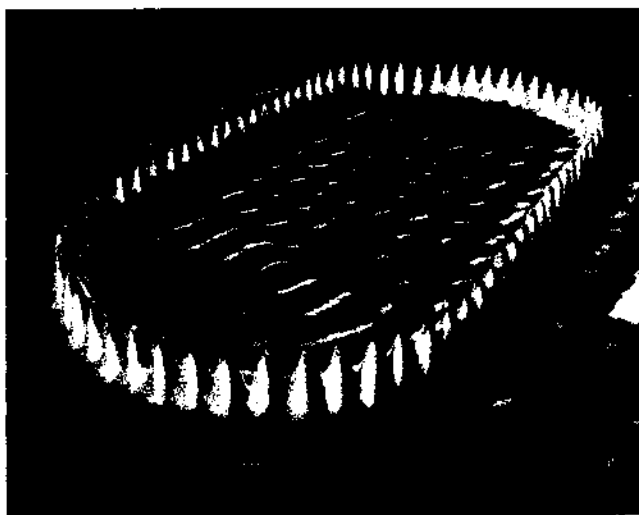


Figura 3.1 Un anillo de átomos de hierro sobre una superficie de cobre (imagen obtenida por STM). Los colores de la imagen se han generado por ordenador. (Crommie, Lutz & Eigler/IBM Corporation)

La discusión de la existencia de los átomos fue un caso abierto en los siguientes 1900 años. De hecho, las enseñanzas contrarias a Aristóteles, que incluían la teoría atómica, eran consideradas contrarias a la ley en algunas partes de Europa. Para empeorar el tema, la teoría atómica se asoció con creencias ateas.

3.2 Fundamentos de la teoría atómica moderna: Gassendi, Lavoisier y Proust

En los años 1600, Pierre Gassendi, sacerdote, filósofo y científico, abrió de nuevo el debate atómico al publicar un trabajo que defendía la teoría atómica y argumentaba que los principios de la teoría atómica no eran contradictorios con la creencia cristiana. Modificó los principios originales de Leucipo y Demócrito para establecer que realmente todos los átomos estaban creados por Dios. La teoría atómica actual es neutral en cuanto a la existencia de un ser supremo, pero el trabajo de Gassendi fue importante porque permitió a la gente participar en un debate abierto sobre la teoría atómica sin miedo a un castigo.

Aunque en ese momento ya se podía debatir y discutir en los entornos académicos, no hubo desarrollos significativos en el caso hasta finales de los años 1700. Los experimentos que pusieron las bases para un mejor entendimiento de la materia y el cambio químico se realizaron en aquella época y se convirtieron necesariamente en los precursores de los posteriores desarrollos de la teoría atómica.

Antoine Lavoisier, considerado el fundador de la química moderna, hizo un descubrimiento en 1785 que se llegó a conocer como la ley de la conservación de la masa. La ley de la conservación de la masa indica que en una reacción química la masa no se crea ni se destruye, simplemente cambia de forma o se transforma. Durante muchos siglos, los científicos estudiaron qué ocurría con la materia durante las reacciones químicas. Quizás incluso nuestros primeros antepasados que dominaron el arte del fuego se preguntaban qué ocurría a la madera que ardía en sus hogueras. El fuego parecía consumir la madera, puesto que la única evidencia tangible dejada por el fuego era una cantidad muy pequeña de ceniza.

La clave para desenredar este misterio fue el conocimiento de que la materia que experimenta un cambio químico (tal como la madera ardiendo) en un ambiente abierto sólo parece perderse debido a que uno o más de los productos de la reacción escapan como gas. Lavoisier realizó experimentos en sistemas cerrados, en los cuales las sustancias que experimentaban una transformación no podían intercambiar materia con su entorno, como se muestra en la Figura 3.2.

Lavoisier calentó óxido de mercurio(II) en un sistema sellado para formar mercurio elemental, que es un líquido metálico plateado, y oxígeno gas incoloro, como se muestra en la Figura 3.3. Tomando cuidadosamente medidas cuantitativas, encontró que la masa del óxido de mercurio(II) antes de calentarse era igual que las masas combinadas del mercurio líquido y el oxígeno gas que se formaron después. Así no había un cambio total en la masa, siempre que la reacción se realizara en un sistema sellado.

Las cenizas dejadas por las hogueras se pudieron explicar finalmente como los restos sólidos de una reacción de combustión, que también producía dióxido de carbono gas y vapor de agua. El dióxido de carbono y el agua se escapan en el aire circundante.

Objetivo de aprendizaje
Entender cómo se estableció la base política y científica de la teoría atómica moderna.



Pierre Gassendi, sacerdote, filósofo y científico del siglo XVII. (Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)

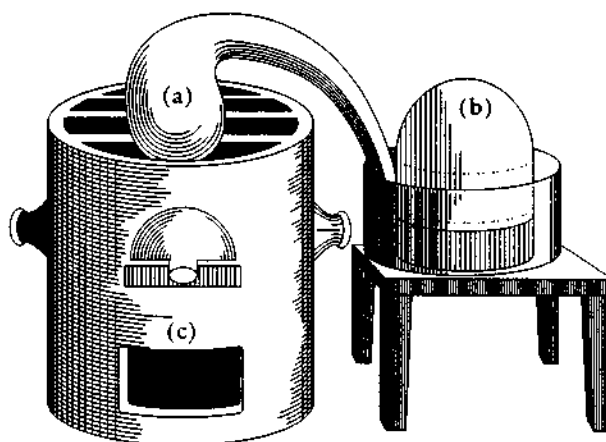


Figura 3.2 El recipiente de la reacción de Lavoisier (a) se puede calentar en el horno (c) y se recoge cualquier gas que se forme durante la reacción (b).

Ejemplo resuelto 1

Lavoisier estudió la producción de agua a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos. Si produjo 36,0 g de agua empezando con 4,0 g de hidrógeno, ¿cuántos gramos de oxígeno deben haber reaccionado con el hidrógeno?

SOLUCIÓN De acuerdo con la ley de conservación de la masa, la masa total de los reactantes debe ser igual a la masa total de los productos:

$$\text{Gramos de hidrógeno} + \text{gramos de oxígeno} = \text{gramos de agua}$$

$$4,0 \text{ g} + \text{gramos de oxígeno} = 36,0 \text{ g}$$

$$\text{Gramos de oxígeno} = 36,0 \text{ g} - 4,0 \text{ g} = 32 \text{ gramos de oxígeno}$$

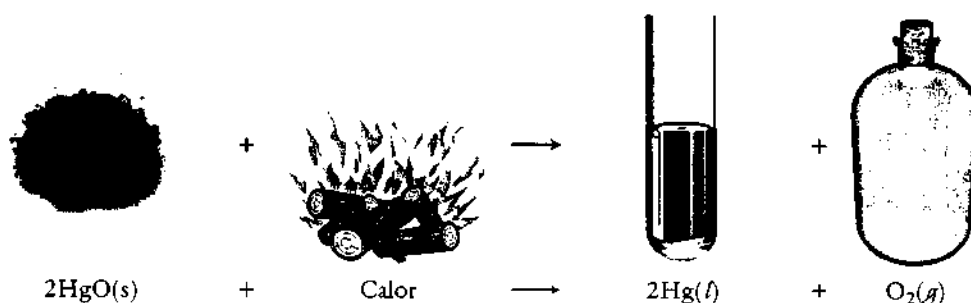


Figura 3.3 En la reacción de Lavoisier, el calentamiento del óxido de mercurio(II) hace que el compuesto sólido se descomponga en sus elementos constituyentes, mercurio y gas oxígeno. La reacción es una ilustración visual de la ley de la conservación de la masa: un sólido rojo se convierte por calor en un líquido plateado y en un gas incoloro. (Óxido de mercurio: Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.; mercurio líquido: Richard Megna/Fundamental Photographs.)

Práctica 3.1

En nuestro sistema digestivo el alcohol reacciona con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se liberan si una muestra de 10,0 g de alcohol reacciona con 20,85 g de oxígeno gaseoso y produce 11,77 g de agua?

RESPUESTA

19,08 g CO₂

Otra serie de experimentos importantes, llevados a cabo por Joseph Louis Proust en 1797, condujeron a un principio que se conoce como la ley de las proporciones definidas (llamada también ley de la composición constante). La **ley de las proporciones definidas** indica que un compuesto está formado siempre por las mismas masas relativas de los elementos que lo componen. En el tiempo en que Proust investigaba los compuestos, algunos científicos creyeron que un compuesto podía contener cualquier proporción de sus elementos y ser aún la misma sustancia. Su argumento era que sólo era importante el tipo de elementos en el compuesto, y no necesariamente las cantidades de cada elemento. Proust fue el primero en demostrar que el análisis de un compuesto cuidadosamente preparado y purificado siempre mostraba la misma proporción de masas de sus elementos de un experimento a otro (incluso si se utilizaban diferentes métodos para preparar el compuesto).

La clave del trabajo de Proust fue que lo hizo muy cuidadosamente, de manera que pudo obtener resultados exactos y precisos. El trabajo de los científicos anteriores no se había realizado con tanto esmero como el de Proust, y por lo tanto estos antecesores basaron sus conclusiones en resultados inexactos.

3.3 Teoría atómica de Dalton

John Dalton fue reconocido por dar al mundo la primera teoría atómica moderna. La palabra *teoría* en las ciencias es el término para la mejor explicación actual de un fenómeno. *No* es sinónimo de opinión y *no* cambia como resultado de una agenda política o personal. Una **teoría** es aceptada por la comunidad científica hasta que aparecen datos nuevos que la contradicen.

La pasión de Dalton era estudiar la meteorología y los patrones del tiempo, y esto le condujo a estudiar cómo se comportaban las mezclas de gases. Como resultado de sus estudios, desarrolló una teoría atómica que explicaba el comportamiento de los gases y los resultados previos de Lavoisier y Proust. La teoría atómica de Dalton de la materia, publicada en 1803, tenía cuatro principios básicos:

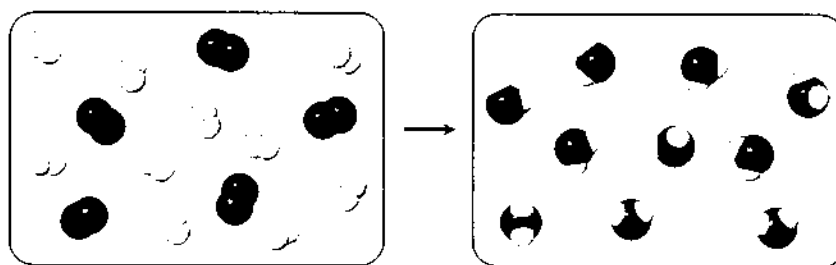
Teoría atómica de Dalton

1. Toda la materia está compuesta de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.
2. Los átomos no se pueden crear, destruir ni transformar en otros átomos en una reacción química.
3. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos.
4. Los átomos se combinan mediante razones sencillas de números enteros para formar compuestos.

Con la **teoría atómica de Dalton** se puede ahora explicar la ley de la conservación de la masa. Cuando ocurre una reacción química, los átomos de

**Objetivo de aprendizaje**

Demostrar cómo la teoría atómica de Dalton puede explicar y predecir el comportamiento de la materia.



Hidrógeno (●) reacciona con oxígeno (●) para formar agua (●●)

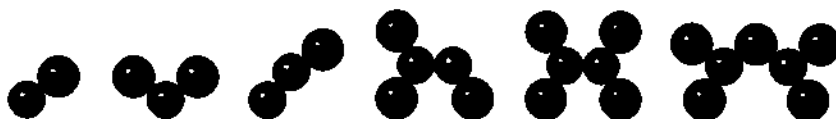
Figura 3.4 La ley de la conservación de la masa explica una reacción química como la reorganización de los átomos. El número de átomos antes y después de la reacción es constante (10 oxígenos y 20 hidrógenos), lo que cambia es la reorganización de los enlaces químicos.

cada compuesto cambian de lugar para formar compuestos nuevos, como se muestra en la Figura 3.4, pero el número de átomos permanece igual. De esta manera no se pierde ni se gana masa en el proceso.

La teoría atómica de Dalton puede explicar también la ley de las proporciones definidas. Según la teoría atómica, los compuestos están formados por átomos en proporciones sencillas. El agua pura siempre tiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, sin importar de dónde viene el agua ni cómo se ha creado. Esta proporción atómica constante explica que la proporción de la masa de los elementos en el compuesto también sea constante.

Finalmente, la teoría atómica de Dalton predijo la ley de las proporciones múltiples formulada por el mismo Dalton. La **ley de las proporciones múltiples** establece que siempre que dos o más elementos se combinen en proporciones diferentes, se forman diferentes compuestos. Por ejemplo, el gas de la risa, que tiene la fórmula química N_2O , es totalmente diferente del gas NO_2 , un subproducto de las explosiones e incendios del combustible diesel. La Figura 3.5 muestra varios compuestos de nitrógeno y oxígeno.

A pesar del éxito de la teoría de Dalton para explicar el comportamiento de la materia y el extenso soporte que recibió la teoría, se necesitaron otros cientos de años para que la teoría atómica de la materia fuera aceptada por completo. De hecho, aún había algunos científicos importantes que no creían en la teoría atómica en los primeros años del siglo XX. Se necesitaron más que razones lógicas y circunstanciales para conseguir una decisión unánime por un jurado de científicos.



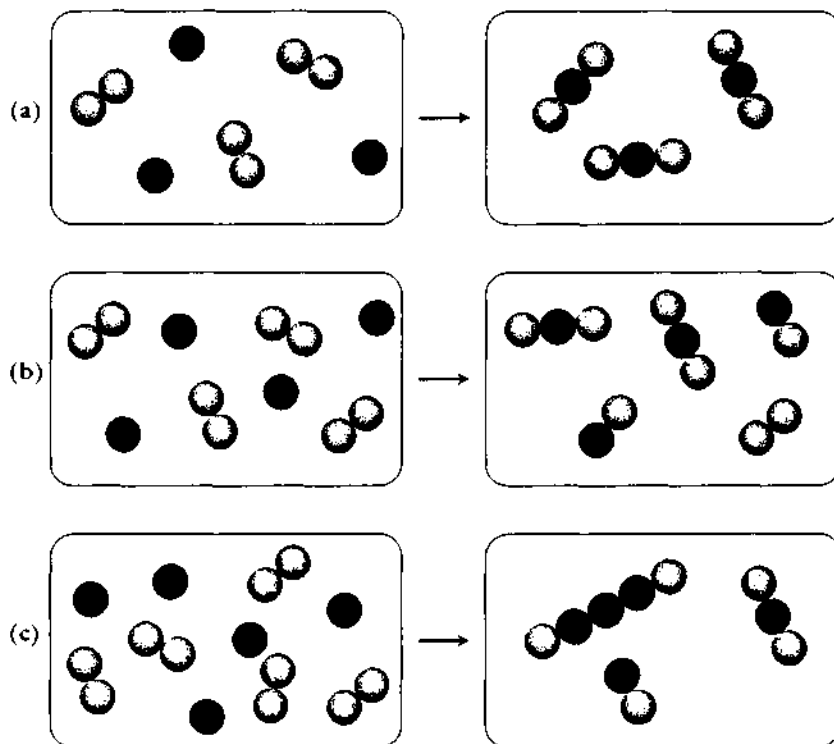
Nitrógeno (●)

Oxígeno (●)

Figura 3.5 Los átomos de nitrógeno se pueden combinar con los átomos de oxígeno en una variedad de proporciones simples. Cada combinación representa un compuesto único, ilustrando la ley de las proporciones múltiples.

Ejemplo resuelto 2

Etiquetar cada uno de los siguientes dibujos como ilustración de la ley de la conservación de la masa (LCM), la ley de las proporciones múltiples (LPM), la ley de las proporciones definidas (LPD) o más de una ley, si se puede aplicar.

**SOLUCIÓN**

(a) LCM, LPD. La reacción ilustra la ley de conservación de la masa debido a que ambos reactantes y productos tienen un número de átomos idénticos. La ley de las proporciones definidas se ilustra también debido a que se ha creado un compuesto único con una fórmula constante.

(b) LCM y LPM. La reacción ilustra la ley de conservación de la masa debido a que ambos reactantes y productos tienen un número idéntico de átomos. La ley de las proporciones múltiples también se ilustra debido a que se han creado varios compuestos, cada uno con una fórmula única.

(c) LPM. La ley de las proporciones múltiples se ilustra debido a que se han creado varios compuestos, cada uno con una fórmula única.

Práctica 3.2

Escribir las fórmulas químicas para todos los compuestos de nitrógeno y oxígeno mostrados en la Figura 3.5. Explicar cómo ilustra la figura la ley de las proporciones múltiples.

RESPUESTA

NO , NO_2 , N_2O , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 . La ley de las proporciones múltiples indica que los elementos se pueden combinar en razones de números enteros de sus elementos (1:1, 1:2, 2:1, y así sucesivamente), pero cada proporción nueva de átomos representa un compuesto nuevo.

Objetivo de aprendizaje

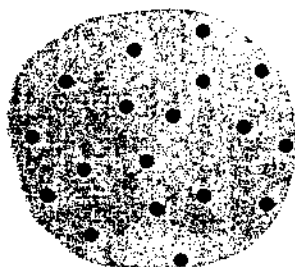
Enumerar las principales partículas subatómicas y demostrar cómo su descubrimiento hizo que se entendiera la naturaleza del átomo.



Pudín de ciruelas



Magdalena con virutas de chocolate



Modelo de pudín de ciruelas

El modelo de pudín de ciruelas consiste en una matriz cargada positivamente en la cual los electrones negativos están embebidos en la región positiva. (Arriba: Foodfolio/Alamy; centro: Index Stock.)

3.4 Estructura atómica: partículas subatómicas

Algunas de las pruebas más convincentes de la existencia de los átomos vinieron de los experimentos que contradijeron el primer principio de la teoría de Dalton. Las pruebas experimentales comenzaron a demostrar que los átomos no eran indivisibles; de hecho, había tres componentes mayoritarios. Estas partículas subatómicas eran el **protón** positivamente cargado, el **electrón** negativamente cargado, y el **neutrón**, sin carga eléctrica y por ello neutro.

Los experimentos que condujeron al descubrimiento del electrón dependieron de la invención, en 1950, del **tubo de rayos catódicos**, el antecesor directo del tubo convencional del televisor y el monitor del ordenador. Un tubo de rayos catódicos es un tubo de vidrio sellado donde se han eliminado casi todos los gases de su interior para crear el vacío. En el tubo de rayos catódicos hay dos electrodos metálicos, llamados *cátodo* y *ánodo*, en los que se aplica un gran voltaje. Cuando ocurre este proceso, se pueden ver los rayos emanando del cátodo. Los rayos se pueden desviar con los polos de un imán, moviéndose lejos del polo norte (N) y hacia el polo sur (S), como se muestra en la Figura 3.6.

En 1897, el físico británico J.J. Thomson fue capaz de medir la desviación de los rayos catódicos de los campos magnéticos y eléctricos. Usando los datos de estos experimentos de desviación, calculó que la proporción masa-carga de las partículas del rayo catódico era menor que $1/1000$ del valor calculado para cualquier otro elemento conocido. Así, Thomson descubrió que lo que componía los rayos catódicos era más pequeño que el átomo más pequeño. Thomson concluyó correctamente que los rayos catódicos consistían en partículas subatómicas cargadas negativamente, llamadas *electrones*. Sin embargo, la carga electrónica real del electrón no se determinó hasta 1909, cuando Robert Millikan midió la velocidad con que unas gotitas cargadas de aceite caían en un campo eléctrico.

El descubrimiento del electrón presentó un problema a los científicos. Sabían que los átomos son neutros eléctricamente, pero ahora tenían la prueba de que los átomos también contenían partículas negativas. Una carga positiva tenía que equilibrar la carga negativa, ¿pero dónde estaba? Una teoría popular por aquel tiempo era que las partículas de electrones estaban pegadas aleatoriamente dentro de una bola de carga positiva. Este modelo se llamó comúnmente *modelo de pudín de ciruelas*, refiriéndose a la manera en que la fruta se distribuye dentro de un pudín de ciruelas. Un modelo más familiar hoy en día podría ser una magdalena con virutas de chocolate.

En 1909, Ernest Rutherford se dispuso a investigar el modelo de pudín de ciruelas, que pensó que era correcto, tomando una capa extremadamente fina de una lámina de oro y exponiéndola a un elemento radiactivo. La **radiactividad** es la emisión espontánea de partículas de elementos inestables. La partícula alfa, emitida por algunos elementos radiactivos, tiene una carga eléctrica positiva y una masa cuatro veces mayor que la del un átomo de hidrógeno. En el experimento de Rutherford, la partícula alfa emitida se dirigía hacia el

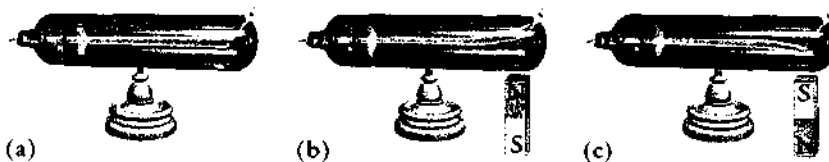


Figura 3.6 Un haz de rayos catódicos es atraído por el polo sur de un imán y desviado por el polo norte.

blanco colocado dentro de un detector que mostraría un destello de luz cuando la partícula alfa lo golpeará (Figura 3.7).

Las tres principales observaciones experimentales se hicieron durante el experimento de dispersión a través de una lámina de oro, que junto con las conclusiones que Rutherford hizo de cada observación son:

Observación 1: la inmensa mayoría de las partículas alfa pasaron directamente a través de la lámina sólida de oro.

Conclusión 1: el átomo debía consistir principalmente de espacios libres, ya que las partículas alfa pasaban directamente a su través.

Observación 2: ocasionalmente una partícula alfa viraría de una trayectoria recta y golpearía el lado del detector.

Conclusión 2: (a) la partícula alfa cargada positivamente se apartaría del curso cuando estuviera cerca de la región positiva del átomo debido a que las cargas iguales se repelen; (b) la región positiva debía ser pequeña porque sólo unas pocas partículas alfa llegaban suficientemente cerca para repelerse.

Observación 3: raramente, una partícula alfa rebotaría directamente hacia atrás después de chocar con la lámina de oro.

Conclusión 3: (a) en estos casos, la partícula alfa realizaba un golpe directo en un objeto muy denso que causaba su rebote hacia atrás; (b) puesto que los golpes directos eran un acontecimiento raro, el objeto denso debía ser muy pequeño y estar cargado positivamente para repeler la partícula alfa.

El resultado final sorprendió a Rutherford. Él lo compararía luego con disparar un cartucho de artillería a un trozo de papel y hacer que rebote hacia uno mismo. La región positiva densa que descubrió Rutherford en el átomo se llamó **núcleo**. Rutherford continuó explorando la estructura del átomo y más tarde descubrió que un ion de hidrógeno cargado positivamente tiene un núcleo muy sencillo, que consiste sólo en una partícula subatómica cargada positivamente, llamada *protón*. En la Figura 3.8 se ilustra el modelo propuesto por Rutherford.

La tarea de determinar la estructura y los componentes de un átomo fue compleja, a excepción de la explicación de que los protones componían sólo

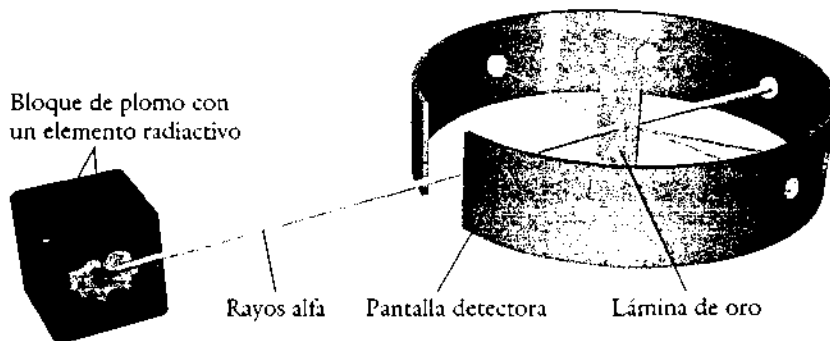


Figura 3.7 En el experimento de dispersión a través de una lámina de oro de Rutherford, los rayos alfa de un elemento radiactivo se dirigen desde un contenedor de plomo hacia el objetivo de la lámina de oro rodeada por una pantalla detectora, donde impactan las partículas alfa.

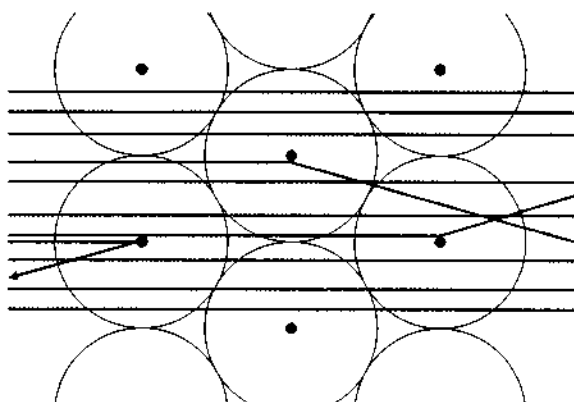


Figura 3.8 El modelo de Rutherford del átomo consistía casi enteramente en un espacio vacío en el cual los protones estaban localizados en un núcleo muy pequeño y denso. Este modelo tendría en cuenta las tres observaciones experimentales: (1) la mayoría de los rayos pasan a través (gris); (2) algunos rayos se reflejan (naranja); (3) raramente, un rayo alfa rebota (púrpura).

una porción de masa de la mayoría de los átomos. La diferencia en la masa no se podía explicar por la presencia de electrones, porque eran tan pequeños en relación a la masa que contribuían muy poco a la masa total del átomo. La búsqueda de la masa que faltaba continuó hasta 1932, cuando James Chadwick interpretó correctamente diferentes experimentos nucleares que habían producido partículas pesadas neutras llamadas *neutrones*. Un neutrón tiene una masa igual que la de un protón, pero no tiene carga eléctrica. Incluso los neutrones y los protones se componen de pequeñas partículas tales como los *quarks* y los *leptones*, pero aquí nos limitaremos a los electrones, los protones y los neutrones.

Los neutrones se relacionaron más adelante con la violación de otro principio de la teoría atómica original de Dalton, quien había postulado que todos los átomos de un elemento son idénticos, pero de hecho algunos átomos del mismo elemento tienen diferente número de neutrones que los otros. Estos átomos se llaman **isótopos**. Los isótopos de un elemento se comportan y reaccionan químicamente como los otros átomos de ese elemento, pero difieren en sus masas atómicas.

Debido a que la masa de los átomos y las partículas subatómicas es tan pequeña, no tiene sentido usar unidades de gramos para expresarla. En su lugar, la masa se expresa en la llamada **unidad de masa atómica** (abreviatura inglesa: **amu**). La amu se define como 1/12 de la masa de un átomo de carbono que contiene 6 protones y 6 neutrones. Las propiedades de las partículas subatómicas se resumen en la Tabla 3.1. Adviértase lo pequeña que es la masa del electrón en comparación con la del protón y el neutrón. La masa del electrón es sólo 1/1838 (o 0,0005486) la masa de un protón o un neutrón. Para la mayoría de las aplicaciones, la masa del protón y del neutrón se puede redondear a 1 amu, y la masa del electrón a 0 amu.

Tabla 3.1 Partículas subatómicas.

| Partícula | Carga | Masa (amu) | Símbolo |
|-----------|-------|------------|-------------|
| Electrón | -1 | 0,0005486 | e^- |
| Protón | +1 | 1,0073 | p o p^+ |
| Neutrón | 0 | 1,0087 | n |

3.5 Detectives de la naturaleza: los isótopos

Los isótopos se usan bastante a menudo para resolver misterios químicos y médicos. Por ejemplo, los isótopos radiactivos se usan habitualmente en muchos hospitales para investigar si los órganos de un paciente funcionan bien, o para detectar rastros de cáncer. Los isótopos también se usan generalmente en el laboratorio para saber cómo tiene lugar cada paso de una reacción química. Vale la pena repasar la tabla periódica y la naturaleza de los isótopos debido al importante papel que desempeñan en la ciencia y en medicina.

Los isótopos difieren sólo en las masas de sus átomos, y por lo tanto tienen el mismo símbolo químico. ¿Cómo se representan entonces simbólicamente los diferentes isótopos de un elemento para distinguir unos de otros? El objetivo de cualquier símbolo usado en química es transmitir claramente la información relevante en una forma abreviada.

Por ejemplo, el elemento hidrógeno tiene tres isótopos, como se muestra en la Tabla 3.2. El número másico (*A*) es la masa del isótopo medida en unidades de masa atómica (amu). La masa del isótopo es la masa de los protones más la masa de los neutrones; cada partícula tiene una masa de 1 amu. La masa de un electrón es tan pequeña que no afecta de manera importante a la masa del átomo. Se tendría que tomar la masa de casi 2000 electrones para igualar la masa de un protón o un neutrón.

**Objetivo de aprendizaje**

Distinguir los isótopos y describir cómo se pueden utilizar en investigación científica.

Tabla 3.2 Isótopos del hidrógeno.

| Nombre del isótopo | Número de neutrones | Número de protones | Número de electrones | Número másico | Modelo |
|--------------------|---------------------|--------------------|----------------------|---------------|---|
| | | | | | Protones •
Neutrones • |
| Protio | 0 | 1 | 1 | 1 |  |
| Deuterio | 1 | 1 | 1 | 2 |  |
| Tritio | 2 | 1 | 1 | 3 |  |

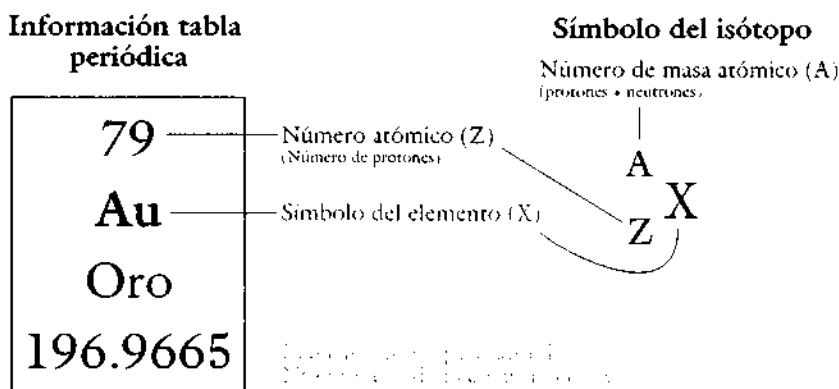


Figura 3.9 Relaciones entre la información de la tabla periódica y la información del símbolo del isótopo.

El número de protones en cada isótopo de un elemento es el mismo. En este ejemplo, cada isótopo del hidrógeno tiene un protón. Todos los átomos de un elemento, a pesar del número de neutrones, tienen el mismo número de protones. La tabla periódica se organiza aumentando el número de protones, mostrado en la parte superior central o derecha de la casilla de cada elemento. El número de protones en un elemento se llama **número atómico (Z)**. La Figura 3.9 muestra el patrón que se utiliza para representar isótopos específicos.

Los isótopos del hidrógeno se pueden escribir entonces como ^1_1H para el protio, ^2_1H para el deuterio y ^3_1H para el tritio. Este sistema deja clara la distinción entre los isótopos sin necesidad de memorizar los nombres o las fórmulas. Una modificación común de este método es la omisión del número atómico. Los tres isótopos del hidrógeno se pueden escribir como ^1H , ^2H y ^3H . Esa abreviación es válida debido a que todos los isótopos del hidrógeno tienen el mismo número atómico, que puede determinarse en la tabla periódica.

No sería práctico dar un nombre distinto a cada isótopo. Por lo tanto, de un isótopo se da simplemente el nombre del elemento y el número de masa atómica (Z). Por ejemplo, ^3H se escribe *hidrógeno-3* y se pronuncia correctamente “hidrógeno tres”. Puede que esta terminología ya sea familiar para el lector, pues la técnica de datar objetos con el carbono-14 se menciona a menudo en los medios al comentar descubrimientos arqueológicos.

Ejemplo resuelto 3

Escribir el símbolo del isótopo para cada uno de los siguientes:

- Un átomo de carbono que contiene 6 neutrones.
- Un átomo de nitrógeno que contiene 8 neutrones.
- Un átomo de uranio que contiene 143 neutrones.

SOLUCIÓN

- El número atómico del carbono es 6 (también el número de protones). El número másico es igual a la suma de los protones y los neutrones: $6 + 6 = 12$. El símbolo del isótopo es $^{12}_6\text{C}$.

- (b) El número atómico del nitrógeno es 7 (también el número de protones). El número másico es igual a la suma de los protones y los neutrones: $7 + 8 = 15$. El símbolo del isótopo es $^{15}_7\text{N}$.
- (c) El número atómico del uranio es 92 (también el número de protones). El número másico es la suma de los protones y los neutrones: $92 + 143 = 235$. El símbolo del isótopo es $^{235}_{92}\text{U}$.

Práctica 3.3

Escribir los símbolos de los siguientes isótopos:

- (a) Un átomo que contiene 26 protones y 28 neutrones.
 (b) Un átomo que contiene 14 protones y 15 neutrones.
 (c) Un átomo que contiene 16 protones y 18 neutrones.

RESPUESTA

- (a) $^{54}_{26}\text{Fe}$ (b) $^{29}_{14}\text{Si}$ (c) $^{34}_{16}\text{S}$

Dado el símbolo del isótopo, es posible determinar el número de protones, neutrones y electrones de cualquier átomo utilizando sencillas operaciones matemáticas. El número másico de un átomo es la suma de los protones y los neutrones. Restando el número de protones (el número atómico) al número másico se obtiene el número de neutrones. El número de electrones presentes en un átomo es siempre igual al número de protones, ya que el átomo no tiene carga positiva ni negativa.

Ejemplo resuelto 4

Determinar el número de protones, neutrones y electrones en cada uno de los siguientes isótopos:

- (a) $^{22}_{10}\text{Ne}$ (b) $^{136}_{56}\text{Ba}$ (c) $^{106}_{46}\text{Pd}$

SOLUCIÓN

- (a) $^{22}_{10}\text{Ne} \Rightarrow p+n=^{22}_{10}\text{Ne}$ (b) $^{136}_{56}\text{Ba} \Rightarrow p+n=^{136}_{56}\text{Ba}$ (c) $^{106}_{46}\text{Pd} \Rightarrow p+n=^{106}_{46}\text{Pd}$
 $p = 10$ $p = 56$ $p = 46$
 $n = 22 - 10 = 12$ $n = 136 - 56 = 80$ $n = 106 - 46 = 60$
 $e^- = p = 10$ $e^- = p = 56$ $e^- = p = 46$

Práctica 3.4

Determinar el número de protones, neutrones y electrones en cada uno de los siguientes isótopos:

- (a) Kriptón-84 (b) Estaño-117 (c) Zinc-66

RESPUESTA

- (a) 36 p, 48 n, 36 e^- (b) 50 p, 67 n, 50 e^- (c) 30 p, 36 n, 30 e^-

Algunos elementos, tales como el berilio y el flúor, no tienen isótopos en la naturaleza. Otros elementos, como el mercurio y el osmio, tienen siete isótopos estables (no radiactivos) en la naturaleza. Cuando un elemento tiene isótopos, la proporción de cada isótopo es generalmente constante en las muestras de la naturaleza. Por ejemplo, el 92,23% de los átomos de silicio son silicio-28, el 4,67% de los átomos de silicio son silicio-29 y el 3,10% restante son silicio-30. La distribución de los isótopos y sus porcentajes son únicos para cada elemento.

El hecho de que la abundancia de cada isótopo sea constante en las muestras naturales puede ser una herramienta útil en la lucha contra el terrorismo. Por ejemplo, el 98,90% de los átomos de carbono son ^{12}C , mientras que el 1,10% de los átomos de carbono existen como ^{13}C . Un fabricante de explosivos podría reemplazar los átomos ^{12}C estándar por átomos ^{13}C en posiciones específicas en el compuesto, y crear un código que podría identificar la compañía y el lote de producción de donde proviene. Si el explosivo fuera utilizado por un criminal o un terrorista, un científico forense podría determinar el origen del explosivo y los investigadores podrían encontrar una conexión entre el explosivo y un sospechoso.

Esta idea no se utiliza actualmente en Estados Unidos debido a las preocupaciones sobre los costes añadidos para la producción y el mantenimiento de los registros. Suiza, sin embargo, desde 1980 exige que todos los explosivos producidos o vendidos en su país estén física o químicamente marcados. Existe también una preocupación acerca de que los fabricantes puedan ser demandados por aquellas personas que resulten heridas por un uso incorrecto de su producto, igual que algunos fabricantes de armas han tenido que hacer frente a demandas de víctimas por disparos.

3.6 Masa atómica: abundancia de isótopos en la tabla periódica

Objetivo de aprendizaje

Determinar la masa atómica de un elemento con isótopos.

¿Cuál es la masa de un átomo determinado? Si se cree que no mucha, se tiene razón. Un átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,67 \times 10^{-24}$ g. Para la mayoría de los propósitos los científicos no usan gramos para indicar las masas atómicas. Usan la unidad de masa atómica (amu), comentada antes en este capítulo. Un amu se define como un $1/12$ de la masa de un átomo de carbono-12. Las masas del resto de los elementos se calculan teniendo en cuenta la proporción de la masa de un elemento respecto a la del carbono-12. Por ejemplo, si la masa de un átomo fuera dos veces la del carbono-12, la masa sería aproximadamente 24 amu.

La existencia de isótopos complica el hecho de informar de los pesos atómicos de los elementos en la tabla periódica. ¿Cómo se determina la masa atómica de un elemento con isótopos? Para investigar este problema consideraremos los isótopos de la plata, ^{107}Ag y ^{109}Ag . La abundancia natural del ^{107}Ag es del 51,8% y la del ^{109}Ag es del 48,2%. La masa atómica indicada en la tabla periódica debería reflejar que un poco más del 50% de todos los átomos de plata tienen una masa de 107 amu, y un poco menos del 50% de todos los átomos de plata tienen una masa de 109 amu. Entonces no debería sorprender que la masa atómica se indique como 107,865 amu, justo por debajo de 108 amu. Ningún átomo de plata tendrá exactamente una masa de 107,865 amu, pero el promedio es el valor correcto. Este método para determinar la masa atómica según la abundancia natural se llama **media ponderada**.

Ejemplo resuelto 5

El oxígeno tiene tres isótopos: oxígeno-16, oxígeno-17 y oxígeno-18. ¿Cuál de ellos es más abundante en la naturaleza?

SOLUCIÓN La masa atómica del oxígeno en la tabla periódica está muy cerca de 16 amu (el valor real es 15,999 amu), lo que indica que la inmensa mayoría de los átomos de oxígeno existen como isótopo oxígeno-16.

Práctica 3.5

El bromo tiene dos isótopos: bromo-79 y bromo-81. ¿Cuál de ellos es más abundante en la naturaleza?

RESPUESTA

El bromo-79 tiene una abundancia ligeramente mayor.

3.7 Estructura atómica: electrones y espectros de emisión

Para completar la comprensión de la estructura atómica, los científicos tuvieron que investigar dónde estaban situados los electrones en un átomo. ¿Se mueven los electrones en órbitas alrededor del núcleo de igual manera que los planetas giran alrededor del Sol, o se mueven alrededor del núcleo en trayectorias al azar? Las claves necesarias para resolver este misterio atómico vinieron de experimentos que observaban la luz y su relación con el comportamiento de los electrones en los átomos.

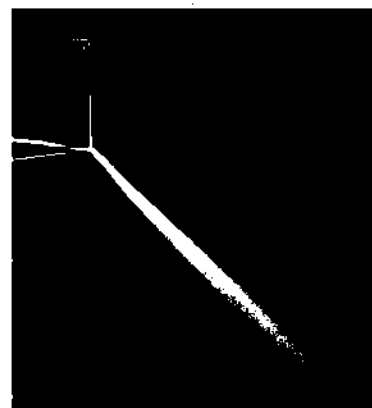
Cuando la luz blanca pasa a través de un prisma aparecen todos los colores del arco iris en un **espectro continuo**, como se muestra en la Figura 3.10. Es extremadamente difícil mirar un espectro continuo y decir el punto exacto donde empieza un color y termina otro. En efecto, los colores cambian de uno a otro gradualmente. Una analogía musical de un espectro continuo es la progresión intacta de un sonido hecho por un trombón cuando el músico empuja los tubos hacia adelante y hacia atrás en un movimiento suave.

El opuesto a un espectro continuo es un **espectro lineal**, en el cual las líneas sencillas de varios colores están claramente separadas cuando ciertos tipos de luz pasan a través de un prisma. Una analogía musical de un espectro lineal es una escala de notas individuales tocadas con un instrumento.

Experimentalmente se había demostrado que los átomos producen luz cuando se colocan en una llama o cuando pasa electricidad a través del vapor de un elemento. Los colores de los fuegos artificiales son un ejemplo de la luz producida por los átomos en una llama, mientras que la luz de neón es un ejemplo de la luz que resulta de la electricidad que está pasando a través del vapor. Si la luz emitida procedente de átomos excitados (como los de una llama) pasa a través de un prisma, aparece como bandas finas de un espectro lineal. Lo que es especialmente interesante es que cada elemento produce un

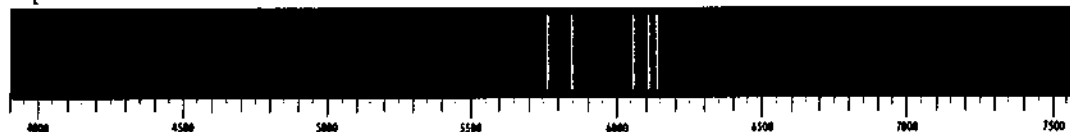
Objetivo de aprendizaje

Valorar los datos a partir de los indicios que los espectros de emisión de los elementos proporcionan acerca de la localización de los electrones dentro del átomo.



La luz blanca se separa en su espectro continuo al atravesar un prisma. (Paul Silverman/Fundamental Photographs)

Espectro lineal



Espectro continuo



Figura 3.10 Un espectro continuo no tiene una distinción clara entre los colores, mientras que un espectro lineal tiene una separación clara entre los colores. (Wabash Instrument Corp./Fundamental Photographs)

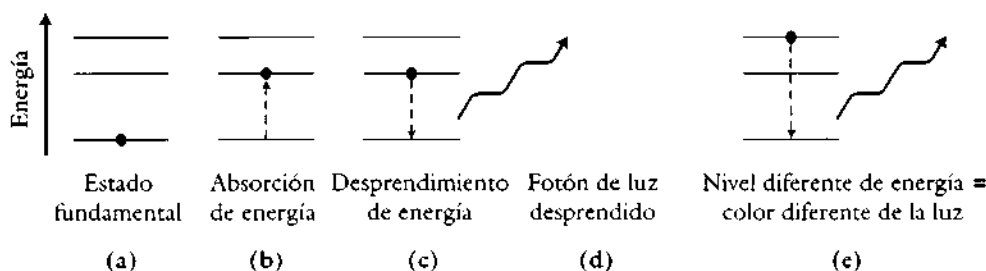


Figura 3.11 (a) El electrón en estado fundamental (b) absorbe energía y entonces (c) espontáneamente libera el exceso de energía ganada como (d) un fotón de luz. Si el electrón fuera a absorber una cantidad diferente de energía correspondiente a un estado de excitación superior, el fotón de luz producido cuando el electrón libera el exceso de energía sería de un color diferente (e).

espectro lineal diferente. El espectro único de cada elemento ayuda a los científicos forenses a detectar la presencia de trazas de elementos en muestras tales como arsénico en el pelo, bario y antimonio en residuos de un disparo, y trazas de elementos en fragmentos de cristal.

El descubrimiento de los espectros lineales planteó un misterio científico: ¿por qué ocurren? La respuesta proporcionó una buena pista sobre cómo se distribuyen los electrones en el átomo. Cuando los átomos están a temperatura ambiente, los electrones están situados en el nivel de energía más bajo posible, llamado **estado fundamental** (Figura 3.11a). Cuando un átomo absorbe energía, los electrones son empujados a niveles de energía más elevados, llamados **estados de excitación** (Figura 3.11b). El estado excitado de un átomo es inestable, y los electrones tienen tendencia a volver a su estado fundamental de menor energía. Para que un electrón vuelva a su estado fundamental, el exceso de energía absorbido se debe liberar (Figura 3.11c-e).

El electrón emite el exceso de energía en forma de un **fotón** (una “partícula” única o un haz de luz). Los colores múltiples de la luz, correspondientes a fotones de diferentes energías, se producen cuando los electrones realizan una transición regresando desde niveles de energía superior al estado fundamental. La energía del fotón, que es igual a la diferencia de energía entre el estado excitado y el estado fundamental de un electrón, dictamina el color.

La producción de un espectro lineal con un número limitado de líneas de color sugiere que los electrones se encuentran en los átomos en unos pocos niveles de energía fijados. En la terminología científica se dice que los electrones se encuentran en **niveles de energía cuantificados**. Una analogía para los niveles cuánticos de energía serían los peldaños de una escalera: los estados permitidos tienen una distancia fija, y es imposible detenerse brevemente entre los escalones de la escalera. Si los niveles de energía de los electrones no estuvieran cuantificados, los electrones en átomos excitados podrían emitir fotones de todas las energías y colores, y producirían espectros continuos.

Cada línea en un espectro es el resultado de un electrón liberando energía de un estado cuántico excitado a un estado fundamental. La Figura 3.12 muestra el espectro lineal visible para varios de los elementos del grupo 1. Muchas líneas se producen fuera del espectro visible, en la región de infrarrojos y la región ultravioleta, que no se muestran en la figura. Adviértase cómo la complejidad del espectro lineal aumenta en los elementos con más electrones. Los espectros complejos son consecuencia de que hay un mayor número de electrones disponibles para su excitación, y hay más posibles niveles de energía excitados para que los ocupen los electrones.



Figura 3.12 Espectros lineales de los elementos de la primera columna de la tabla periódica. Cada espectro aumenta en complejidad cuando el número de electrones aumenta. (Wabash Instrument Corp./Fundamental Photographs)

3.8 | Las matemáticas de la luz

La luz viaja a través del espacio en forma de ondas, igual que las olas recorren los océanos. Las ondas se pueden describir matemáticamente por su **longitud de onda**, simbolizada por la letra griega lambda (λ). La longitud de onda es la distancia desde el pico de una onda hasta el pico de la siguiente, como se ilustra en la Figura 3.13. La unidad utilizada para medir la longitud de onda de la luz en el espectro visible es típicamente el nanómetro (nm). El prefijo *nano* representa el multiplicador 1×10^{-9} , o sea la milmillonésima parte de un metro.

Las ondas se describen también matemáticamente por su frecuencia, simbolizada por la letra griega nu (ν). La **frecuencia** es el número de veces que el pico de una onda pasa por un punto en el espacio en un periodo de tiempo específico. Se mide en unidades llamadas *hertzio* (Hz), y 1 Hz representa una onda que pasa por un punto una vez por segundo ($1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$). Matemáticamente, s^{-1} y $1/\text{s}$ son equivalentes.

La longitud de onda y la frecuencia están relacionadas con la **velocidad de la luz** (c), como se muestra en la ecuación 1. La velocidad de la luz en el vacío es un valor constante igual a $3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$. La ecuación 1 se reorganiza comúnmente para resolver la longitud de onda, como se muestra en la ecuación 2, o la frecuencia, como se muestra en la ecuación 3. Uno de los errores más comunes que se cometen al utilizar las ecuaciones 1-3 es no fijarse en que las unidades de distancia sean las mismas. La velocidad de la luz se mide en metros por segundo (m/s), mientras que la longitud de onda de la luz del espectro visible se mide en nanómetros. ¡Recuerde los factores de conversión para las unidades!

$$c = \lambda \times \nu \quad (1)$$

$$\frac{c}{\nu} = \frac{\lambda \times \nu}{\nu} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \quad (2)$$

$$\frac{c}{\lambda} = \frac{\lambda \times \nu}{\lambda} \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda} \quad (3)$$

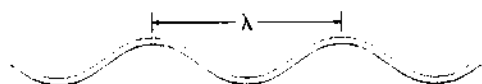


Figura 3.13 La luz viaja como una onda descrita por la longitud de onda (la distancia entre picos) y la frecuencia de las oscilaciones en un tiempo dado.



Objetivo de aprendizaje

Conocer y usar las ecuaciones matemáticas relevantes para describir el comportamiento de la luz.

Ejemplo resuelto 6

Napoleón Bonaparte fue exiliado a la isla de Santa Helena después de su derrota en Waterloo. Poco después de su exilio, su salud empezó a deteriorarse. Documentos históricos muestran que sus síntomas coincidían con el envenenamiento por arsénico, aunque su enfermedad se había diagnosticado en aquel momento como cáncer de estómago. El arsénico, en estado excitado, emite luz a una longitud de onda de 193,7 nm. En el año 2001 se analizó un pelo de Napoleón y dio positivo en arsénico. Calcular la frecuencia (Hz) de la luz que corresponde a la longitud de onda del arsénico.

SOLUCIÓN Usando la ecuación 3,

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

pero primero se debe convertir 193,7 nm en metros:

$$193,7 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 1,937 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m/s}}{1,937 \times 10^{-7} \text{ m}} = 1,549 \times 10^{15} \text{ 1/s} = 1,55 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

Práctica 3.6

La detección de plomo en un residuo de un disparo se consigue midiendo la luz emitida que corresponde a una longitud de onda de 220,4 nm. ¿Cuál es la frecuencia (Hz) de esta longitud de onda de la luz?

RESPUESTA

$$1,36 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

Ejemplo resuelto 7

Los fragmentos de vidrio recuperados de una escena criminal se pueden analizar para detectar elementos y determinar si coinciden o no con los fragmentos recuperados de un sospechoso. Determinar la longitud de onda (nm) de la luz utilizada para medir el cobalto dado que la frecuencia de la luz es $1,2976 \times 10^{15} \text{ Hz}$.

SOLUCIÓN Usando la ecuación 2,

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m/s}}{1,298 \times 10^{15} \text{ 1/s}} = 2,3112 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$2,3112 \times 10^{-7} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = 231,12 \text{ nm} \Rightarrow 231 \text{ nm}$$

Práctica 3.7

El cristal es una forma distinta de vidrio con un elevado contenido en plomo. El contenido en plomo se puede usar para determinar si dos fragmentos tienen el mismo origen. Calcular la longitud de onda de la luz que los áto-

mos de plomo emitirán en un estado excitado dado que la frecuencia de la luz es $1,361 \times 10^{15}$ Hz.

RESPUESTA

$2,20 \times 10^2$ nm

Recordar que el color de cada línea presente en un espectro representa la transición de un estado excitado de energía a un estado fundamental de menor nivel de energía. La diferencia en la energía entre estos dos niveles se puede calcular por la frecuencia de la luz de acuerdo con la ecuación 4, donde E es la energía en julios (J) y h es la *constante de Planck*, que tiene un valor de $6,626 \times 10^{-34}$ J · s.

$$E = h \times \nu \quad (4)$$

Combinando (4) y (3)

$$E = h \times \nu \text{ y } \nu \times \frac{c}{\lambda} \Rightarrow E = \frac{h \times c}{\lambda} \quad (5)$$

Ejemplo resuelto 8

Determinar la energía emitida por un átomo de arsénico cuando libera un fotón de luz con una longitud de onda de 193,7 nm.

SOLUCIÓN

$$\begin{aligned} E &= \frac{h \times c}{\lambda} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \times (3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{193,7 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}}} \\ &= \frac{1,9908 \times 10^{-25} \text{ J}}{1,937 \times 10^{-7}} = 1,03 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

Práctica 3.8

Determinar la energía emitida por un átomo de plomo cuando libera un fotón de luz con una longitud de onda de 220,4 nm.

RESPUESTA

$9,02 \times 10^{-19}$ J

Ejemplo resuelto 9

Determinar la energía emitida por un átomo de cobalto cuando libera un fotón de luz con una frecuencia de $1,2976 \times 10^{15}$ Hz.

SOLUCIÓN

$$E = h \times \nu = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(1,2976 \times 10^{15} \text{ 1/s}) = 8,598 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Práctica 3.9

Determinar la energía emitida por un átomo de plomo cuando libera un fotón de luz con una frecuencia de $1,361 \times 10^{15}$ Hz.

RESPUESTA

$9,018 \times 10^{-19}$ J

3.9 Estructura atómica: orbitales de los electrones

Objetivo de aprendizaje

Describir el moderno modelo del átomo y contrastarlo con los modelos anteriores, obsoletos.

Los niveles cuánticos de energía en los cuales existen los electrones condujeron a especular sobre dónde se localizaban estos niveles alrededor del núcleo. Los primeros modelos mostraban electrones moviéndose en órbitas alrededor del núcleo, como los planetas alrededor del sol. De hecho, todavía se dibuja un modelo similar cuando se habla de la emisión de fotones desde un nivel excitado de energía. Sin embargo, se debería reconocer que lo que está fijo son los niveles de energía de los electrones, *no* las localizaciones de los electrones. Los científicos usan con frecuencia modelos que se sabe que están muy simplificados, pero que ayudan a entender el tema, y reconocen también que el modelo no es perfecto. Una analogía con el trabajo policial sería el uso de perfiles para atrapar a un asesino en serie. La policía sabe que aun cuando los perfiles no son 100% exactos, proporcionan información provechosa para entender al criminal.

Un desafío que se presenta cuando se intenta localizar la posición exacta de un electrón es que no se puede hacer sin perturbar la energía de ese electrón. Si se intenta medir la energía de un electrón, se altera la localización correspondiente. Por lo tanto, es imposible encontrar la localización exacta de los electrones que tienen un nivel de energía específico y fijo. Esta limitación física para la medida en los electrones se resume en el **principio de incertidumbre de Heisenberg**:

Cuanto con mayor precisión se determina la posición, con menor precisión se conoce su cantidad de movimiento en ese instante, y viceversa.

—Werner Heisenberg, 1927

La energía de una partícula está relacionada con la cantidad de movimiento a que se refiere Heisenberg en su afirmación.

Lo mejor que los científicos pueden hacer es predecir la mayor probabilidad de la localización de un electrón de una energía dada alrededor del núcleo de un átomo. Los detalles de cómo se hacen estas predicciones están en un área de estudio conocida como mecánica cuántica, que requiere unos extensos conocimientos de cálculo, química y física. Sin embargo, no es necesario una comprensión total de la mecánica cuántica para entender y utilizar sus resultados. Igual que no se necesita un conocimiento extenso de la tecnología de los ordenadores para utilizarlos, no se tiene que profundizar demasiado en los detalles de la mecánica cuántica para tener un cierto entendimiento del comportamiento de los electrones en los átomos.

Examinemos el mapa de delitos mostrado en la Figura 3.14. Aunque los agentes de policía no conocen la localización exacta de los futuros delitos, pueden examinar un mapa que muestre dónde se han cometido en el pasado y predecir dónde será más probable que ocurran. En la Figura 3.14, la zona señalada con un círculo muestra la mayor densidad de robos de carteras, así que tiene sentido esperar que este delito tenga la mayor probabilidad de ocurrir en el futuro en la zona señalada.

Mediante las matemáticas de la mecánica cuántica se determinan los mapas de densidad para los electrones de un nivel de energía fijo. El **orbital** de un electrón es una región tridimensional del espacio en la cual un electrón tiene la mayor probabilidad de estar localizado. De modo similar al ejemplo del mapa de delitos, se define un área con la mayor probabilidad y se muestra en la Figura 3.15. La Figura 3.15a muestra el mapa de la densidad electrónica seccionado transversalmente (dos dimensiones) para localizar el electrón único del

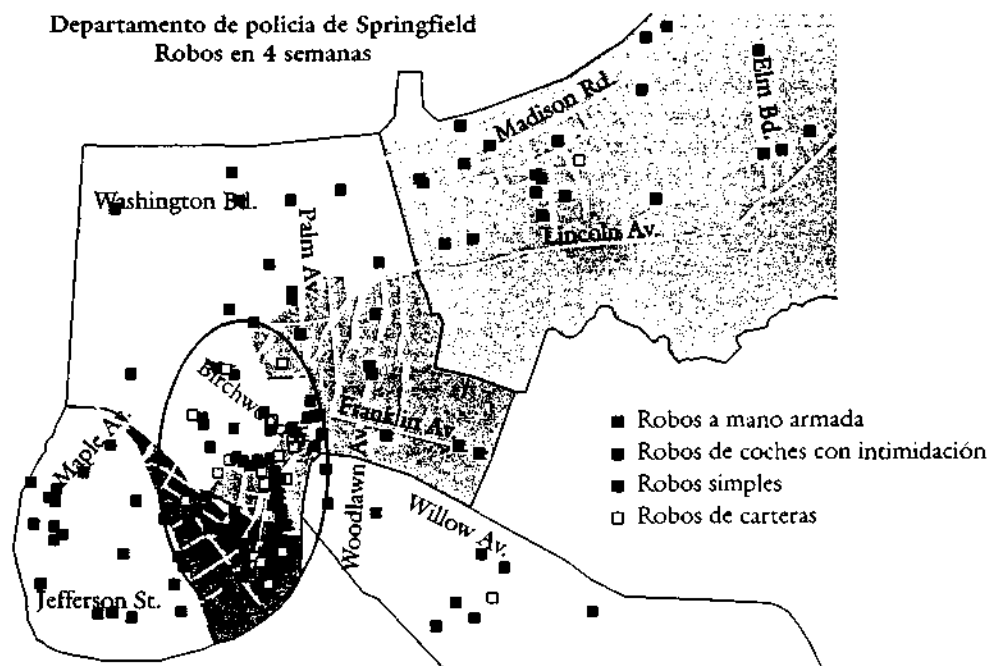


Figura 3.14 Este mapa de delitos de Springfield muestra una elevada densidad de robos de carteras que tuvieron lugar en cuatro semanas en la zona señalada. La probabilidad de robo de carteras en el futuro será mayor en esta zona.

átomo de hidrógeno. En la figura es evidente que la mayor probabilidad de localizar el electrón es en una región alrededor del centro del átomo. La probabilidad de encontrar el electrón disminuye para distancias más lejanas del núcleo. La Figura 3.15b es una representación tridimensional del orbital, que tiene forma esférica. Un orbital de forma esférica se conoce como **orbital s** . (Realmente el orbital s es “afilado”, no “esférico”, como se podía predecir. El término “afilado” se usaba debido a que describe las líneas de emisión observadas cuando los electrones del átomo se excitan.)

La forma del orbital de un electrón cambia a medida que su nivel de energía aumenta. Aparte del orbital s hay otros tres orbitales, empezando por el **orbital p** , mostrado como un mapa de densidad de probabilidad en la Figura 3.16a. El orbital p tiene forma de pesas: los electrones están localizados en cualquier lado del núcleo en un lóbulo con forma de gota. La mayor diferencia entre los orbitales s y p es que hay tres orbitales p , todos con la misma

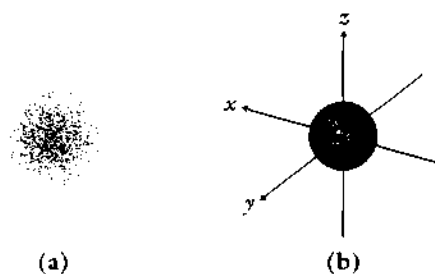


Figura 3.15 (a) Modelo en sección transversal y (b) modelo esférico tridimensional del orbital s .

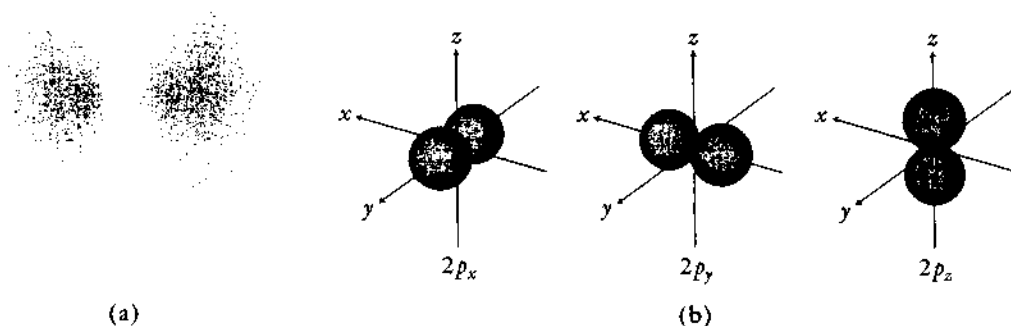
Orbitales $2p_x$ 

Figura 3.16 (a) Modelo en sección transversal y (b) tres modelos en forma de pesas tridimensionales de los orbitales p .

energía. Como se puede ver en la Figura 3.16b, uno de los orbitales p está alineado con el eje x (p_x), otro con el eje y (p_y) y el tercero con el eje z (p_z).

En la Figura 3.17 se muestran los otros dos tipos de orbitales electrónicos: los orbitales d y f . El número y la complejidad de los orbitales aumenta drásticamente, como se muestra en la figura, y se han mencionado sólo para completar la explicación; en este libro no se profundizará en la explicación de los orbitales.

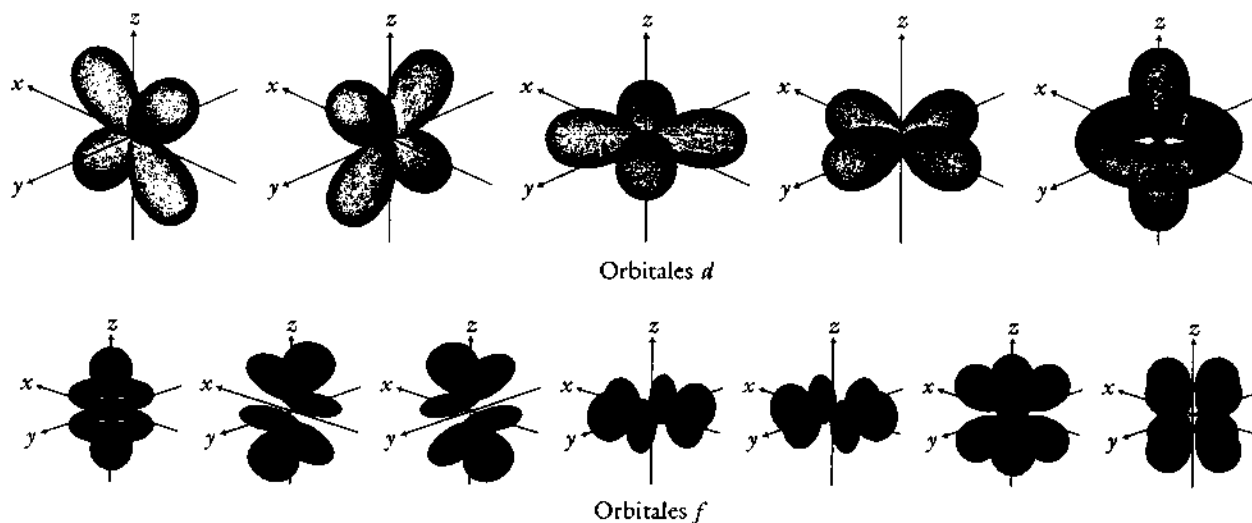


Figura 3.17 Hay cinco orbitales d diferenciados y siete orbitales f diferenciados. La forma de los orbitales en un conjunto varía enormemente, pero la energía de los orbitales en un grupo es equivalente.

Objetivo de aprendizaje

Escribir la configuración electrónica de un átomo de un elemento.

3.10 Configuraciones electrónicas

Haremos ahora un breve resumen de lo que se ha presentado hasta el momento sobre el comportamiento de los electrones en los átomos. Las pistas o indicios atómicos que se utilizan para resolver crímenes se basan en las transiciones de los electrones entre un orbital en estado fundamental y un orbital vacante, en estado excitado. Cuando un electrón absorbe energía, se mueve del nivel de

energía inferior (normalmente el estado fundamental) a un orbital de mayor energía (un estado excitado). Cuando el electrón vuelve al estado fundamental, emite entonces un fotón. Los espectros lineales de emisión de los átomos con menos electrones (los elementos más ligeros) son más sencillos que los de los elementos más pesados. Los elementos pesados tienen un número mayor de electrones y una gran variedad de estados excitados posibles.

Para átomos con múltiples electrones se plantea entonces una cuestión: ¿qué electrón exactamente se está excitando hacia un estado de excitación mayor? Para contestar esta pregunta se necesita un sistema para identificar cada electrón en un átomo. Este sistema es la *configuración electrónica* del elemento. La tabla periódica es una herramienta necesaria para entender las configuraciones electrónicas.

Dos normas rigen la distribución de los electrones en los orbitales:

Normas para los orbitales de los electrones

1. Un orbital único puede contener como máximo dos electrones.
2. Cuando los electrones llenan los subgrupos *p*, *d* y *f*, cada orbital de un subgrupo consigue un electrón antes de que otro orbital del subgrupo reciba un segundo electrón.

Las configuraciones electrónicas pueden imaginarse más o menos de la misma manera que los números de las casas en las direcciones de una calle. Cada grupo de orbitales es como un barrio de una ciudad. La Figura 3.18 muestra un mapa codificado con colores de los bloques de orbitales. Recordar que la tabla periódica se ordena aumentando el número de protones. Para cada protón que se aumenta, se aumenta también un electrón. Los electrones van hacia el orbital designado por los bloques codificados con colores en la tabla periódica.

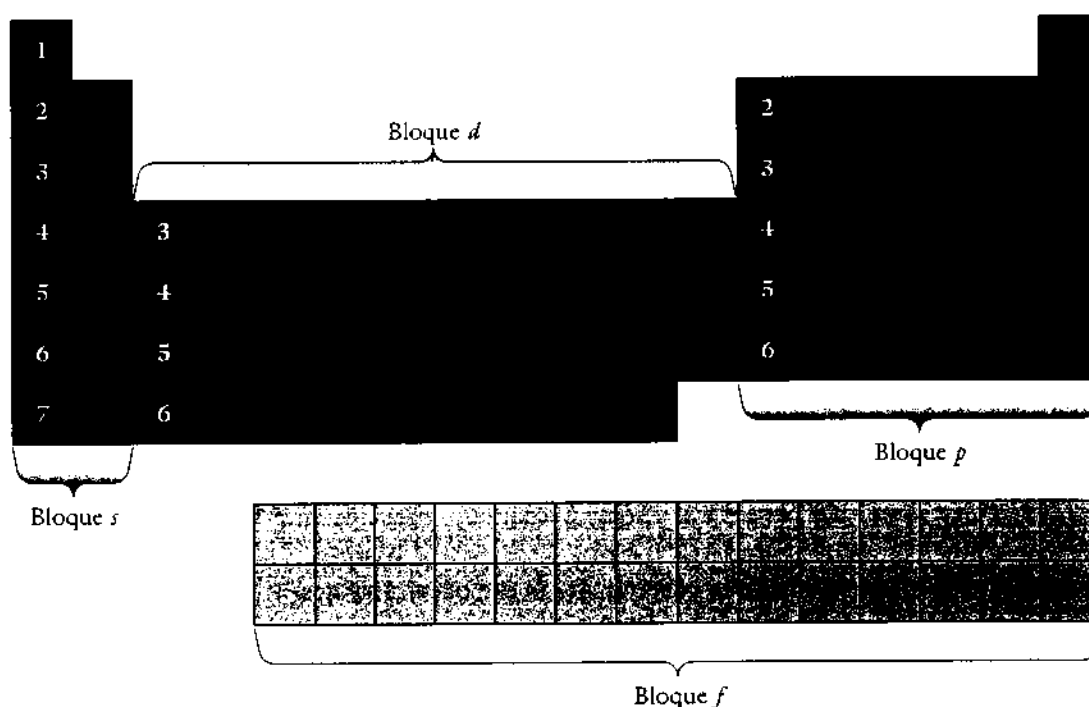


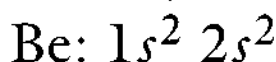
Figura 3.18 Examinando los elementos aumentando el número atómico, es evidente que los electrones ocupan primero el orbital 1s. El segundo orbital a rellener es el 2s, seguido por el 2p, y así sucesivamente.

Examinemos qué orbitales ocupan los electrones cuando se aumenta el número atómico.

| Elemento | Número de e ⁻ | Orbital |
|----------|--------------------------|---|
| H | 1 | Primer orbital |
| He | 2 | Los dos e ⁻ localizados en el primer orbital <i>s</i> |
| Li | 3 | 2 e ⁻ localizados en el primer orbital <i>s</i>
1 e ⁻ en el segundo orbital <i>s</i> |
| Be | 4 | 2 e ⁻ localizados en el primer orbital <i>s</i>
2 e ⁻ en el segundo orbital <i>s</i> |

Escribir la localización del electrón de esta manera es engorroso y consume mucho tiempo. Por lo tanto, se ha desarrollado un método abreviado:

Número de electrones en el orbital



Tipo de orbital

Número de orbital

Reescribiendo y ampliando la lista de configuraciones electrónicas:

| Elemento | Número de e ⁻ | Orbital |
|----------|--------------------------|--|
| H | 1 | 1s ¹ |
| He | 2 | 1s ² |
| Li | 3 | 1s ² 2s ¹ |
| Be | 4 | 1s ² 2s ² |
| B | 5 | 1s ² 2s ² 2p ^{1*} |
| C | 6 | 1s ² 2s ² 2p ² |
| N | 7 | 1s ² 2s ² 2p ³ |

*Obsérvese que el primer orbital *p* está en el segundo nivel de energía.

Echemos un vistazo más de cerca a la lectura de la configuración electrónica para el nitrógeno directamente de la tabla periódica. Primero, empezando por el principio de la tabla periódica en la Figura 3.18, léase cada línea hasta que se llegue al elemento de interés. Esto es más o menos igual que dar indicaciones a alguien sobre cómo llegar a una dirección: “pasar los bloques 100 y 200 de Elm Street, girar a la izquierda en Cambridge Street e ir tres casas más abajo, al 606 de Cambridge Street”. Para el nitrógeno se diría: “pasar los bloques 1s² y 2s², llegar al bloque 2p, y parar entonces en el tercer elemento”.

La clave para leer las configuraciones electrónicas es practicar escribiéndolas hasta que quede arraigado el modelo. Hay que tener en cuenta que en la tabla periódica el primer orbital *p* es el 2p, el primer orbital *d* es el 3d, y el primer orbital *f* es el 4f.

Ejemplo resuelto 10

Escribir las configuraciones electrónicas desde el nitrógeno hasta el argón.

SOLUCIÓN

| | | | |
|-----|-----------------------|-----|----------------------------|
| N: | $1s^2 2s^2 2p^3$ | Al: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ |
| O: | $1s^2 2s^2 2p^4$ | Si: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ |
| F: | $1s^2 2s^2 2p^5$ | P: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ |
| Ne: | $1s^2 2s^2 2p^6$ | S: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ |
| Na: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | Cl: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| Mg: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ | Ar: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

Práctica 3.10

Escribir la configuración electrónica completa para el xenón, el arsénico y el rutenio.

RESPUESTA

| | |
|-----|--|
| Xe: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$ |
| As: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$ |
| Ru: | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$ |

Escribir la configuración electrónica completa de los elementos pesados puede llegar a ser largo y repetitivo. Además, los electrones que son de interés para los químicos son los de los orbitales s y p exteriores. Estos electrones se llaman colectivamente **electrones de la capa de valencia**, y son de interés porque las reacciones químicas implican la ganancia, la pérdida y la compartición de los electrones de la capa de valencia.

Los electrones internos que constituyen el principio de la configuración electrónica se llaman **electrones del núcleo**. Los electrones del núcleo no están involucrados en las reacciones químicas excepto en casos poco frecuentes. La separación de los electrones en aquellos que participan en las reacciones y aquellos que no, conduce a un método de abreviación y reducción de las configuraciones electrónicas. Cuando se indica una dirección a alguien, normalmente no se enumera cada casa particular por las que se pasará. Sin embargo, se proporciona un punto de referencia para empezar la dirección, tal como “bajar hasta el mercado y girar a la izquierda, pasar dos bloques, y parar en la sexta casa”.

El punto de referencia para las configuraciones electrónicas son los elementos llamados gases nobles. Siempre se empieza por el elemento del gas noble que precede directamente al elemento de interés. Por ejemplo, si se quisiera escribir la configuración electrónica del sodio se empezaría con el neón, gas noble directamente anterior al sodio. La nueva configuración electrónica abreviada para el sodio es, por tanto, $[\text{Ne}]3s^1$.

Ejemplo resuelto 11

Escribir las configuraciones electrónicas abreviadas para el hierro, el yodo, el fósforo, el zinc, el cadmio y el potasio.

SOLUCIÓN

| | |
|-----|--------------------------------|
| Fe: | $[\text{Ar}]4s^2 3d^6$ |
| I: | $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^5$ |
| P: | $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$ |
| Zn: | $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$ |
| Cd: | $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10}$ |
| K: | $[\text{Ar}]4s^1$ |

Práctica 3.11

¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?

[Ar]4s²3d² [Kr]5s²4d¹⁰5p¹ [Ne]3s²3p² [Ar]4s²3d¹⁰4p⁵

RESPUESTA

Titanio Indio Silicio Bromo

La Tabla 3.3 enumera las configuraciones electrónicas completas y abreviadas de los primeros 54 elementos. Un uso excelente de esta tabla es practicar escribiendo ambas configuraciones electrónicas, completa y abreviada, de todos los elementos: comprobar el resultado comparándolo con la tabla. Algunos elementos no siguen las normas de escritura de las configuraciones electrónicas; estos elementos están marcados en rojo.

Tabla 3.3 Configuración electrónica de los elementos desde el hidrógeno hasta el xenón.

| Completa | | Abreviada | Completa | | Abreviada |
|----------|---|-------------------------------------|----------|---|--|
| H | 1s ¹ | — | Ni | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁸ | [Ar]4s ² 3d ⁸ |
| He | 1s ² | — | Cu | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ¹⁰ | [Ar]4s ¹ 3d ¹⁰ |
| Li | 1s ² 2s ¹ | [He]2s ¹ | Zn | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ |
| Be | 1s ² 2s ² | [He]2s ² | Ga | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹ |
| B | 1s ² 2s ² 2p ¹ | [He]2s ² 2p ¹ | Ge | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ² | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ² |
| C | 1s ² 2s ² 2p ² | [He]2s ² 2p ² | As | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³ |
| N | 1s ² 2s ² 2p ³ | [He]2s ² 2p ³ | Se | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴ |
| O | 1s ² 2s ² 2p ⁴ | [He]2s ² 2p ⁴ | Br | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵ |
| F | 1s ² 2s ² 2p ⁵ | [He]2s ² 2p ⁵ | Kr | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ | [Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ |
| Ne | 1s ² 2s ² 2p ⁶ | [He]2s ² 2p ⁶ | Rb | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ | [Kr]5s ¹ |
| Na | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ | [Ne]3s ¹ | Sr | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² | [Kr]5s ² |
| Mg | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² | [Ne]3s ² | Y | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹ | [Kr]5s ² 4d ¹ |
| Al | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹ | [Ne]3s ² 3p ¹ | Zr | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ² | [Kr]5s ² 4d ² |
| Si | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ² | [Ne]3s ² 3p ² | Nb | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ³ | [Kr]5s ² 4d ³ |
| P | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³ | [Ne]3s ² 3p ³ | Mo | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ⁴ | [Kr]5s ² 4d ⁴ |
| S | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴ | [Ne]3s ² 3p ⁴ | Tc | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ⁵ | [Kr]5s ² 4d ⁵ |
| Cl | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵ | [Ne]3s ² 3p ⁵ | Ru | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁷ | [Kr]5s ¹ 4d ⁷ |
| Ar | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ | [Ne]3s ² 3p ⁶ | Rh | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ⁸ | [Kr]5s ¹ 4d ⁸ |
| K | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ | [Ar]4s ¹ | Pd | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 4d ¹⁰ | [Kr]4d ¹⁰ |
| Ca | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² | [Ar]4s ² | Ag | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ¹ 4d ¹⁰ | [Kr]5s ¹ 4d ¹⁰ |
| Sc | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹ | [Ar]4s ² 3d ¹ | Cd | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ |
| Ti | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ² | [Ar]4s ² 3d ² | In | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹ |
| V | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ³ | [Ar]4s ² 3d ³ | Sn | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ² | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ² |
| Cr | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹ 3d ⁵ | [Ar]4s ¹ 3d ⁵ | Sb | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ³ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³ |
| Mn | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵ | [Ar]4s ² 3d ⁵ | Te | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴ |
| Fe | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁶ | [Ar]4s ² 3d ⁶ | I | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵ |
| Co | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁷ | [Ar]4s ² 3d ⁷ | Xe | 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ | [Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ |

Análisis de las pruebas : Microscopio electrónico de barrido



Figura 3.19 La nube de humo creada por el disparo de un arma de fuego deja un residuo en cualquier objeto cercano al arma. (BrandX Pictures)



Figura 3.20 Imagen de microscopio electrónico de barrido del residuo de un disparo. (International Association for Microanalysis)

La Figura 3.19 muestra la nube de humo que rodea el final del cañón y la cámara de una pistola después del disparo. La nube consiste en gases formados durante la descarga explosiva de la pólvora y pequeñas cantidades de pólvora no quemada. El residuo del disparo se deposita en las manos y los brazos del tirador. El residuo del disparo se deposita también en el objetivo si éste está suficientemente cerca de la boca del cañón. Los investigadores utilizan la cantidad y las características del residuo del disparo en una víctima para establecer la distancia aproximada del tirador.

Para determinar si una persona tiene o no tiene residuos de un disparo en sus manos, los detectives utilizan unos pequeños cilindros metálicos que tienen un recubrimiento adhesivo y los pasan por las manos del tirador sospechoso. El residuo del disparo, si está presente, se pega en el adhesivo del cilindro metálico,

que se coloca en un microscopio electrónico de barrido (SEM, por *scanning electron microscope*). Un microscopio electrónico de barrido funciona como un microscopio tradicional, excepto en que el SEM utiliza electrones que rebotan en una superficie para formar una imagen. El microscopio tradicional se basa en fotones de luz que rebotan en una superficie. Hay diferentes ventajas con el uso de electrones en lugar de fotones; la mayor es que los electrones hacen posible obtener una imagen de partículas mucho más pequeñas.

Las partículas de pólvora tienen formas muy diferentes (cilindros, tubos, discos, esferas y trozos), y en el residuo de un disparo permanece sin quemar una porción de ellas. La imagen SEM de la Figura 3.20 muestra cómo aparece el residuo de un disparo recogido de la mano de un sospechoso.

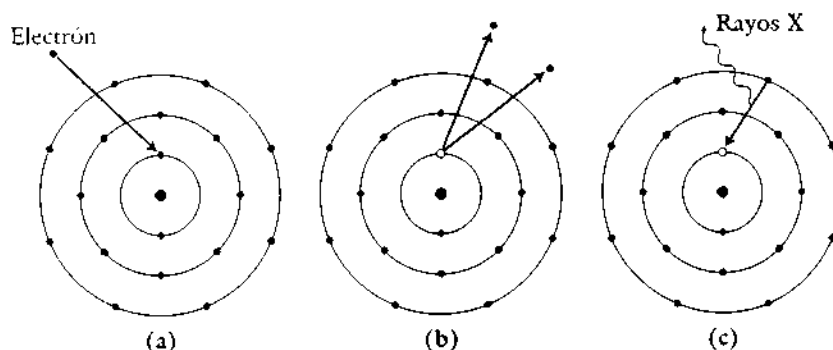


Figura 3.21 Principio básico de un espectrofotómetro de energía dispersiva de rayos X (EDS).

(continúa)

Análisis de las pruebas | Microscopio electrónico de barrido (*continuación*)



Sistema típico SEM-EDS. (Lawrence Migdale/Photo Researchers, Inc.)

La forma de una partícula no es una prueba suficiente para que el científico forense concluya si la partícula es, de hecho, un residuo de un disparo. Los científicos deben evaluar también la composición química de la partícula, y basta que tenga un tamaño ¡de sólo $1,0 \times 10^{-5}$ m ($10 \mu\text{M}$)! El análisis elemental de las partículas se puede hacer simultáneamente a las imágenes SEM de la partícula con un instrumento llamado espectrofotómetro de energía dispersiva de rayos X (EDS), que se acopla al SEM. El sistema analítico combinado se abrevia SEM-EDS.

Para entender cómo detecta el EDS la presencia de los elementos, la Figura 3.21 muestra un modelo de Bohr simplificado de un átomo, que puede servir de ayuda. (Aunque se sabe que de hecho los electrones no están en órbitas similares a las de los planetas, este modelo simplificado, propuesto por Niels Bohr,

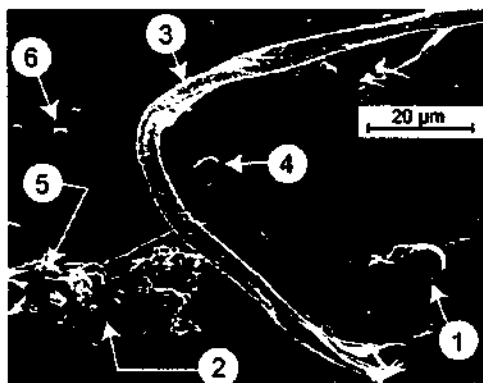


Figura 3.22 Seis partículas distintas recogidas de la piel cerca de la quemadura de la víctima. (Kosanke, K.L.; Dujay, R.C.; Kosanke, B. / *Forensic Sci*, May 2003, vol. 48, no. 3)

es un modelo conveniente para demostrar cómo trabaja el sistema EDS.) En la parte (a) un electrón del SEM golpea un átomo. Debido a que los electrones son tan pequeños, pueden penetrar en el átomo y chocar con suficiente energía como para forzar que un electrón interno del núcleo abandone el átomo. En la parte (b) se muestra el átomo con una vacante en el electrón interno del núcleo. Esta condición no es estable; los electrones siempre van al nivel de energía más bajo posible. La parte (c) muestra un electrón de una de las capas exteriores, que tiene una energía elevada, descendiendo para rellenar la vacante en el orbital de menor energía y liberándose el exceso de energía como un fotón.

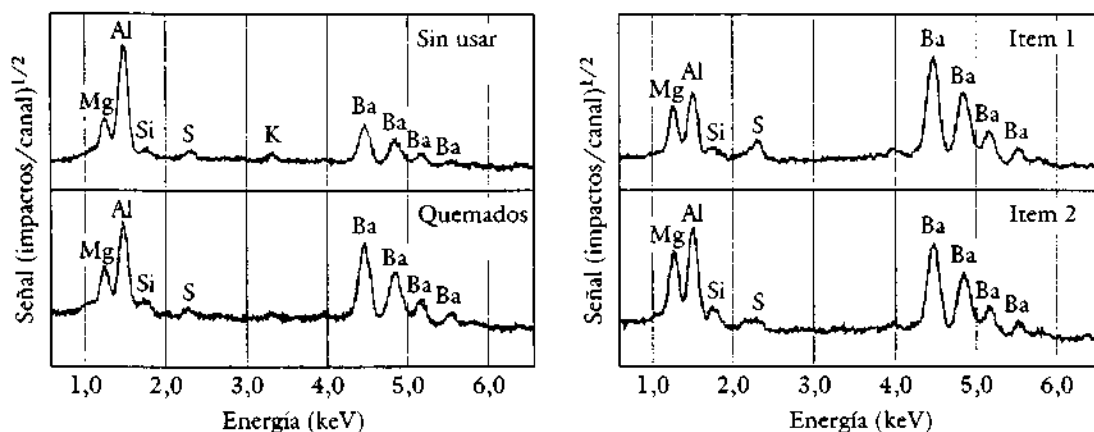


Figura 3.23 Espectro EDS. Análisis elemental de las partículas explosivas en unos fuegos artificiales sin usar y unos fuegos artificiales quemados con cuidado, que se comparan con las partículas encontradas en la víctima y sospechosas de ser de los fuegos artificiales.

Los fotones emitidos por los átomos en este proceso son rayos X. El proceso implica los mismos conceptos básicos estudiados anteriormente para la creación de un espectro lineal de electrones excitados enérgicamente relajándose a un nivel de menor energía. Al igual que el espectro lineal de los electrones excitados en los átomos puede ser la huella digital de un elemento, cada elemento detectado en un EDS emite rayos X que tienen una energía única para ese elemento.

Un sistema SEM-EDS se puede utilizar para investigar cualquier material en el cual la combinación de un elevado aumento y un análisis elemental sería útil a los investigadores. Considérese una investigación de una explosión accidental de fuegos artificiales. Una persona reclamó haberse quemado gravemente por el uso negligente de los fuegos artificiales por los veci-

nos. Los vecinos admitieron haber lanzado fuegos artificiales, pero cuestionaron la queja de que ellos eran responsables de causar las quemaduras. Si la queja de la víctima fuera verdad, se deberían encontrar residuos de los explosivos de los fuegos artificiales en las cercanías de la quemadura.

El siguiente paso de la investigación fue determinar si cualquiera de las partículas era efectivamente de los mismos fuegos artificiales. Los científicos forenses obtuvieron fuegos artificiales del mismo tipo que los usados la tarde en cuestión, y compararon la composición elemental de las partículas mostradas en la Figura 3.22 con los fuegos artificiales no usados. Se determinó que dos partículas recuperadas eran del residuo del material explosivo y que tenían la misma composición, como se muestra en la Figura 3.23.

3.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Quemar o no quemar



(Tammi Chappell/Reuters/Corbis)

El Dr. Al Hazari meditaba sobre los restos de Chigger y el rompecabezas de cómo determinar si las cenizas eran humanas o si se había usado un material de relleno para engañar a la familia. La investigación en el crematorio había conducido a los investigadores a creer que se usaron varios materiales, desde cenizas de madera común hasta mezclas de cemento, para rellenar las urnas de las familias. El Dr. Hazari puso a punto un método sencillo para resolver el problema. Consideró los hechos conocidos sobre el contenido elemental de un cuerpo humano típico, mostrado en la Figura 3.24. Advirtió que el cuerpo humano contiene sólo 1 gramo de silicio, y sabía que este elemento podía sobrevivir al calor del horno de un crematorio. Calculó que si el contenido de la urna fuera, de hecho, cenizas humanas, sólo una pequeña fracción (menos de un 1%) sería silicio. Si los restos fueran cemento o mezcla de mortero, la muestra contendría una proporción mucho más elevada de silicio.

| Masa elemental del cuerpo humano | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|---------------------|--|---------------------|--|---------------------|--|---------------------|--|--------------------|--|-------------------|--|--------------------|--|--------------------|--|
| Basada en un adulto de masa 7×10^4 g | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Todas las masas están indicadas en gramos | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1
H
1.008 | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2
He
4.003 | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3
Li
6.941 | | 4
Be
9.012 | | | | | | | | | | | | | | | | 5
B
10.811 | | 6
C
12.011 | | | | | | | | | | | | | | | |
| 7
N
14.007 | | 8
O
15.999 | | 9
F
18.998 | | 10
Ne
20.180 | | | | | | | | | | | | 13
Al
26.982 | | 14
Si
28.086 | | | | | | | | | | | | | | | |
| 11
Na
22.990 | | 12
Mg
24.305 | | 15
P
30.974 | | 16
S
32.065 | | | | | | | | | | | | 17
Cl
35.453 | | 18
Ar
39.948 | | | | | | | | | | | | | | | |
| 19
K
39.098 | | 20
Ca
40.078 | | 21
Sc
44.956 | | 22
Ti
47.88 | | 23
V
50.942 | | 24
Cr
52.004 | | 25
Mn
54.938 | | 26
Fe
55.845 | | 27
Co
58.933 | | 28
Ni
58.693 | | 29
Cu
63.546 | | 30
Zn
65.38 | | 31
Ga
69.723 | | 32
Ge
72.64 | | 33
As
74.922 | | 34
Se
78.96 | | 35
Br
79.904 | | 36
Kr
83.80 | |
| 37
Rb
85.468 | | 38
Sr
87.62 | | 39
Y
88.906 | | 40
Zr
91.224 | | 41
Nb
92.906 | | 42
Mo
95.94 | | 43
Tc
98.906 | | 44
Ru
101.07 | | 45
Rh
102.91 | | 46
Pd
106.42 | | 47
Ag
107.87 | | 48
Cd
112.41 | | 49
In
114.82 | | 50
Sn
118.71 | | 51
Sb
121.76 | | 52
Te
127.6 | | 53
I
126.905 | | 54
Xe
131.29 | |
| 55
Cs
132.91 | | 56
Ba
137.33 | | 57
La
138.91 | | 72
Hf
178.49 | | 73
Ta
180.95 | | 74
W
183.85 | | 75
Re
186.21 | | 76
Os
190.23 | | 77
Ir
192.22 | | 78
Pt
195.08 | | 79
Au
196.97 | | 80
Hg
200.59 | | 81
Tl
204.38 | | 82
Pb
207.2 | | 83
Bi
208.98 | | 84
Po
209 | | 85
At
210 | | 86
Rn
222 | |
| 87
Fr
223 | | 88
Ra
226 | | 89
Ac
227 | | 104
Rf
261 | | 105
Db
262 | | 106
Sg
266 | | 107
Bh
264 | | 108
Hs
277 | | 109
Mt
268 | | 110
Ds
271 | | 111
Rg
272 | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 58
Ce
140.12 | | 59
Pr
140.91 | | 60
Nd
144.24 | | 61
Pm
144.91 | | 62
Sm
150.36 | | 63
Eu
151.96 | | 64
Gd
157.25 | | 65
Tb
158.93 | | 66
Dy
162.50 | | 67
Ho
164.93 | | 68
Er
167.26 | | 69
Tm
168.93 | | 70
Yb
173.05 | | 71
Lu
174.97 | | | | | | | | | |
| 90
Th
232.04 | | 91
Pa
231.04 | | 92
U
238.03 | | 93
Np
237.05 | | 94
Pu
244.06 | | 95
Am
243.06 | | 96
Cm
247.07 | | 97
Bk
247.07 | | 98
Cf
251.08 | | 99
Es
252.08 | | 100
Fm
257.10 | | 101
Md
258.10 | | 102
No
259.10 | | 103
Lr
262.11 | | | | | | | | | |

Figura 3.24 La tabla periódica del cuerpo humano.



La temperatura del plasma en un ICP-OES puede alcanzar los 10 000°C. (Cortesía de Dave Aeschliman.)

Los restos se enviaron a un laboratorio profesional para el análisis del contenido en silicio. El instrumento utilizado para analizar la muestra fue un espectrofotómetro de emisión óptica y de plasma acoplado inductivamente (abreviatura inglesa: ICP-OES). Este instrumento se usa comúnmente para detectar concentraciones elementales tan bajas como una parte por billón americano (mil millones).

Cuando los átomos de silicio se calientan a temperaturas extremadamente altas, los electrones alcanzan un estado de excitación de elevada energía y emiten luz a una longitud de onda de 516 nm. Un ICP-OES es capaz de excitar los átomos de silicio en el plasma y detectar la longitud de onda de la luz emitida por los átomos excitados. El plasma del ICP-OES es una región gaseosa que es conductiva eléctricamente y puede alcanzar una temperatura de 10 000 °C. La temperatura de un plasma es aproximadamente tres veces más elevada que la temperatura de una llama, por lo que hace que más átomos se exciten y permite unos límites de detección más bajos.

Los resultados de los análisis regresaron a la familia y, como habían temido, el 19% era silicio. Los restos ciertamente no eran los de Chigger ni cualquier otro humano. Los restos óseos de Chigger se identificaron después entre los 334 cuerpos usando el análisis del DNA. Esta vez los familiares habían proporcionado al Dr. Bill Bass una identificación independiente, y también supervisaron personalmente la cremación de los restos.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Leucipo y Demócrito propusieron la primera teoría atómica de la materia en la antigua Grecia. En 1700, los trabajos de Antoine Lavoisier y Joseph Proust proporcionaron suficientes datos experimentales para que Dalton desarrollara su teoría atómica de la materia.
- Los experimentos para probar la teoría arrojaron resultados que parecían contradecir la naturaleza indivisible del átomo. Los experimentos conducirían al descubrimiento de las partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

- En el modelo de átomo de Rutherford, la mayor parte del átomo eran espacios vacíos. Los protones estaban en una región extremadamente pequeña llamada núcleo. Experimentos posteriores demostraron que el núcleo también contiene neutrones.
- Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen diferente número de neutrones. Los isótopos experimentan reacciones químicas idénticas, lo que permite que se usen como indicadores médicos y en investigación. El peso atómico de un elemento de la tabla periódica es, de hecho, el promedio ponderado de la masa de todos sus isótopos, tomando en consideración la abundancia natural de cada isótopo.
- Cuando un átomo absorbe energía, los electrones se pueden mover a niveles de mayor energía cuántica. Los átomos excitados liberan fotones de luz cuando los electrones se relajan y vuelven a su estado fundamental, formando un espectro lineal único que se puede usar para identificar el elemento.
- Determinar la localización exacta y la energía de un electrón es imposible, de acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg, porque midiendo una variable inevitablemente se altera la otra. La teoría del modelo atómico usa mecanismos cuánticos para determinar la región en el espacio con mayor probabilidad de contener electrones. Hay cuatro tipos de orbitales distintos: *s*, *p*, *d* y *f*. El orbital *s* tiene forma esférica y el orbital *p* tiene forma de pesas. Los orbitales *d* y *f* son más complejos.
- Las configuraciones electrónicas proporcionan un método para identificar cada electrón en un átomo. La configuración indica cada orbital en el átomo y el número de electrones localizados en los orbitales.
- El SEM-EDS es una poderosa herramienta de investigación. Utiliza electrones dispersados en la superficie de un objeto para proporcionar un aumento mayor que el de un microscopio de luz tradicional, visualizando fácilmente objetos que tienen un tamaño de sólo 10 μm . Cuando los electrones golpean la superficie, los electrones del núcleo son expulsados. Cuando un electrón de valencia con elevada energía se coloca en el lugar vacío del electrón del núcleo, libera un fotón de luz correspondiente a la región de los rayos X del espectro. La energía de los rayos X es única para cada elemento y proporciona la composición química de las partículas que se están viendo.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|--|-------------------------------------|--------------------------------------|---|
| Ley de la conservación de la materia, p. 59 | Neutrón, p. 64 | Peso promedio ponderado, p. 70 | Principio de incertidumbre de Heisenberg, p. 76 |
| Ley de las proporciones definidas (ley de la composición constante), p. 61 | Tubo de rayos catódicos, p. 64 | Espectro continuo, p. 71 | Orbital, p. 76 |
| Teoría, p. 61 | Radiactividad, p. 64 | Espectro lineal, p. 71 | Orbital <i>s</i> , p. 77 |
| Teoría atómica de Dalton, p. 61 | Núcleo, p. 65 | Estado fundamental, p. 72 | Orbital <i>p</i> , p. 77 |
| Ley de las proporciones múltiples, p. 62 | Isótopos, p. 66 | Estado excitado, p. 72 | Orbital <i>d</i> , p. 78 |
| Protón, p. 64 | Unidad de masa atómica (amu), p. 66 | Fotón, p. 72 | Orbital <i>f</i> , p. 78 |
| Electrón, p. 64 | Número másico (<i>A</i>), p. 67 | Nivel de energía cuantificada, p. 72 | Electrones de la capa de valencia, p. 81 |
| | Número atómico (<i>Z</i>), p. 68 | Longitud de onda, p. 73 | Electrones del núcleo, p. 81 |
| | | Frecuencia, p. 73 | Plasma, p. 86 |
| | | Velocidad de la luz, p. 73 | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

- Bass, B., Jefferson, J. *Death's Acre*, Putnam, New York, 2003.
- Beard, B.L., Johnson, C.M. Strontium isotope composition of skeletal material can determine the birthplace and geographic mobility of humans and animals. *Journal of Forensic Science* 45(5), September 2003.

Lecturas, recursos y referencias adicionales

- Emsley, J. *Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements*, Oxford University Press, New York, 2001.
- Kosanke, K.L., Dujay, R.C., Kosanke, B. Characterization of pyrotechnic reaction residue particles by SEM/EDS. *Journal of Forensic Science* 48(3), May 2003.

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO**Cuestiones**

1. Describir los átomos de acuerdo con el modelo de Leucipo y Demócrito. (3.1)
2. ¿Qué propusieron Leucipo y Demócrito que existía donde no habían átomos? (3.1)
3. ¿Cómo veía Aristóteles la naturaleza de la materia? (3.1)
4. A pesar de que el trabajo de Gassendi no forma parte de la teoría atómica moderna, ¿por qué fue importante que se publicara en aquel momento? (3.2)
5. ¿Qué plantea la ley de conservación de la materia? (3.2)
6. ¿Cómo fue de importante la ley de conservación de la materia en el desarrollo de la teoría atómica moderna? (3.2)
7. ¿Qué hizo Lavoisier diferente de los otros científicos que le condujo a su éxito? (3.2)
8. ¿Qué plantea la ley de las proporciones definidas? (3.2)
9. ¿Cómo fue de importante la ley de las proporciones definidas en el desarrollo de la teoría atómica moderna? (3.2)
10. ¿Por qué Joseph Proust tuvo éxito con sus experimentos donde otros habían fracasado? (3.2)
11. ¿Qué diferencia hay entre el término “teoría” usado en la ciencia y popularmente? (3.3)
12. ¿Se puede refutar una teoría? (3.3)
13. ¿Cuáles son los cuatro principios básicos de la teoría atómica de Dalton? (3.3)
14. Explicar la ley de conservación de la materia en términos de la teoría atómica de Dalton. (3.3)
15. Explicar la ley de las proporciones definidas en términos de la teoría atómica de Dalton. (3.3)
16. Explicar cómo la ley de las proporciones múltiples provino de la teoría atómica de Dalton. (3.3)
17. Esquematizar una reacción entre cinco moléculas de O_2 y cinco átomos de C que siguen la ley de la conservación de la materia. (3.3)
18. Usando ● como un átomo de carbono y ○ como un átomo de oxígeno, ilustrar el concepto de la ley de las proporciones definidas para el CO_2 . (3.3)
19. Usando ● como un átomo de carbono y ○ como un átomo de oxígeno, ilustrar el concepto de la ley de las proporciones múltiples para el CO y el CO_2 . (3.3)
20. Describir un tubo de rayos catódicos y explicar qué significan los resultados de los experimentos de un tubo de rayos catódicos en términos de las propiedades de los electrones. (3.4)

21. ¿Cuáles son las tres partículas subatómicas comentadas en este capítulo? (3.4)
22. ¿Cuáles fueron las tres principales observaciones que Rutherford hizo en su experimento con la lámina de oro? (3.4)
23. ¿A qué conclusiones llegó Rutherford sobre la estructura atómica a partir del experimento de la lámina de oro? (3.4)
24. Esquematizar el modelo atómico de Rutherford. (3.4)
25. ¿Cuál es la mayor diferencia entre los isótopos de un mismo elemento? (3.4)
26. Explicar cómo se usan los isótopos para investigar los misterios químicos. (3.5)
27. ¿Qué tipo de luz produce un espectro continuo? ¿Y un espectro lineal? (3.7)
28. Describir qué ocurre a los electrones en un átomo cuando se excitan por electricidad o una llama. (3.7)
29. ¿Por qué el espectro lineal producido por átomos de cesio excitados es más complejo que el producido por átomos de litio excitados? (3.7)
30. ¿Cuál es el principio de incertidumbre de Heisenberg? (3.9)
31. ¿Qué ocurre a la energía de un electrón cuando se determina la localización del electrón? (3.9)
32. Esquematizar y señalar las regiones de la tabla periódica que corresponden a los orbitales electrónicos *s*, *p*, *d* y *f*. (3.10)
33. Esquematizar la forma de los orbitales *s* y *p*. (3.9)
34. Describir cómo se genera un fotón de rayos X en un SEM-EDS.

Problemas

35. Colocar en orden cronológico los siguientes científicos y su contribución a la teoría atómica. (3.1 a 3.4)
(a) Lavoisier (c) Dalton
(b) Demócrito (d) J.J. Thomson
36. Colocar en orden cronológico los siguientes científicos y su contribución a la teoría atómica. (3.1 a 3.4)
(a) Gassendi (c) Chadwick
(b) Rutherford (d) Proust
37. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre los experimentos que condujeron a la ley de conservación de la materia es falsa? (3.2)
(a) Las reacciones químicas se estudiaron en sistemas cerrados.

- (b) Las reacciones químicas nunca ganan o pierden masa.
 (c) Las reacciones químicas podrían intercambiar masa con su entorno.
 (d) Las reacciones químicas se pueden calentar externamente desde los alrededores.
38. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre los experimentos que condujeron a la ley de las proporciones definidas es falsa? (3.2)
 (a) Un compuesto está formado por dos o más elementos.
 (b) Un compuesto producido en el laboratorio es idéntico al mismo compuesto encontrado en la naturaleza.
 (c) Un compuesto está formado por diferentes proporciones relativas de los mismos elementos.
 (d) Un compuesto se debe purificar correctamente y analizar con cuidado para obtener resultados exactos.
39. ¿Cuál es la masa del reactante consumido o del producto obtenido en cada una de las siguientes reacciones si la reacción es completa? (3.2)
 (a) 9,0 g de agua + 22,0 g de dióxido de carbono $\rightarrow$ _____ g de ácido carbónico.
 (b) _____ g de hidróxido de sodio + 20,0 g de ácido fluorhídrico $\rightarrow$ 18,0 g de agua + 42,0 g de fluoruro de sodio.
 (c) 25,0 g de carbonato de calcio + 20,0 g de hidróxido de sodio $\rightarrow$ 26,5 g de carbonato de sodio + _____ g de hidróxido de calcio.
 (d) 4,0 g de hidróxido de sodio + _____ g de dióxido de carbono $\rightarrow$ 8,4 g de hidrógeno carbonato de sodio.
40. ¿Cuál es la masa del reactante consumido en las siguientes reacciones dado que la reacción tiende a completarse? (3.2)
 (a) 27,0 g de agua + _____ g de dióxido de carbono $\rightarrow$ 93 g de ácido carbónico.
 (b) 16,0 g de hidróxido de sodio + 8,0 g de ácido fluorhídrico $\rightarrow$ _____ g de agua + 16,8 g de fluoruro de sodio.
 (c) 0,40 g de carbonato de calcio + 0,32 g de hidróxido de sodio $\rightarrow$ _____ g de carbonato de sodio + 0,30 g de carbonato de calcio.
 (d) 2,65 g de hidróxido de sodio + 1,85 g de dióxido de carbono $\rightarrow$ _____ g de hidrógeno carbonato de sodio.
41. En el experimento de la lámina de oro de Rutherford, la inmensa mayoría de las partículas alfa pasaron directamente a través de la lámina. ¿A qué conclusión conduce esta observación? (3.4)

- (a) La región positiva del átomo debe ser pequeña.
 (b) La mayoría del átomo debe ser espacio vacío.
 (c) Las partículas alfa aciertan directamente en la región positiva.
 (d) La región positiva del átomo es muy densa.

42. En el experimento de la lámina de oro de Rutherford, ocasionalmente las partículas alfa viran de su camino en línea recta. ¿A qué conclusión conduce esta observación? (3.4)
 (a) La región positiva del átomo debe ser pequeña.
 (b) La mayoría del átomo debe ser espacio vacío.
 (c) Las partículas alfa aciertan directamente en la región positiva.
 (d) La región positiva del átomo es muy densa.

43. Añadir la información que falta en la siguiente tabla de partículas subatómicas. (3.4)

| Partícula | Carga | Masa (amu) | Símbolo |
|-----------|-------|------------|---------|
| _____ | -1 | _____ | _____ |
| _____ | _____ | 1 | _____ |
| _____ | _____ | _____ | n |

44. Añadir la información que falta en la siguiente tabla de partículas subatómicas. (3.4)

| Partícula | Carga | Masa (amu) | Símbolo |
|-----------|-------|------------|---------|
| _____ | _____ | 1,0073 | _____ |
| _____ | 0 | _____ | _____ |
| _____ | _____ | 0,0005486 | _____ |

45. Usando la tabla periódica del interior de la cubierta de este libro, añadir la información que falta en la siguiente tabla. (3.5)

| Protones | Neutrones | Electrones | Símbolo del isótopo |
|----------|-----------|------------|-----------------------|
| _____ | _____ | _____ | $^{59}_{27}\text{Co}$ |
| 76 | 124 | _____ | ^{14}C |
| 21 | 24 | 21 | _____ |

46. Usando la tabla periódica del interior de la cubierta de este libro, añadir la información que falta en la siguiente tabla. (3.5)

| Protones | Neutrones | Electrones | Símbolo del isótopo |
|----------|-----------|------------|---------------------------|
| 80 | 146 | 80 | $\frac{92}{200}\text{Ni}$ |
| 32 | 40 | | Ni |

47. Escribir el símbolo de cada uno de los siguientes isótopos: (3.5)
- $Z = 12$, neutrones = 13
 - $Z = 20$, neutrones = 24
 - $Z = 33$, neutrones = 42
 - $Z = 72$, neutrones = 105
48. Escribir el símbolo de cada uno de los siguientes isótopos: (3.5)
- $Z = 18$, neutrones = 22
 - $Z = 37$, neutrones = 50
 - $Z = 50$, neutrones = 70
 - $Z = 46$, neutrones = 64
49. ¿Qué isótopo del magnesio es más probable que tenga el porcentaje más alto? (3.6)
- Mg-24
 - Mg-25
 - Mg-26
50. ¿Qué isótopo del argón es más probable que tenga el porcentaje más alto? (3.6)
- Ar-36
 - Ar-38
 - Ar-40
51. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre la producción de un espectro lineal es falsa? (3.7)
- Los electrones pueden absorber energía al ser calentados en una llama.
 - Los electrones son estables en estado excitado.
 - Los electrones liberan energía cuando se relajan a su estado fundamental.
 - Los fotones se producen cuando los electrones liberan energía.
52. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones sobre la producción de un espectro lineal es falsa? (3.7)
- La energía de los fotones puede tener cualquier valor.
 - La energía del fotón se libera a los niveles de energía de los orbitales electrónicos.
 - Los electrones se pueden excitar por el paso de electricidad a través de un vapor gaseoso.
 - Los electrones siempre se relajan hacia su estado fundamental.
53. Calcular la frecuencia (Hz) de los fotones con las siguientes longitudes de onda: (3.8)
- 900 nm
 - 650 nm
 - 400 nm
 - 330 nm
54. Calcular la frecuencia (Hz) de los fotones con las siguientes longitudes de onda: (3.8)
- 1075 nm
 - 510 nm
 - 770 nm
 - 212 nm
55. Calcular las longitudes de onda (nm) de los fotones con las siguientes frecuencias: (3.8)
- $1,25 \times 10^{15}$ Hz
 - $1,33 \times 10^{15}$ Hz
 - $1,82 \times 10^{15}$ Hz
 - $2,20 \times 10^{15}$ Hz
56. Calcular las longitudes de onda (nm) de los fotones con las siguientes frecuencias: (3.8)
- $1,00 \times 10^{15}$ Hz
 - $1,66 \times 10^{15}$ Hz
 - $1,39 \times 10^{15}$ Hz
 - $1,14 \times 10^{15}$ Hz
57. Determinar la energía de cada fotón del Problema 53. (3.8)
58. Determinar la energía de cada fotón del Problema 54. (3.8)
59. Determinar la energía de cada fotón del Problema 55. (3.8)
60. Determinar la energía de cada fotón del Problema 56. (3.8)
61. Escribir la configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos: (3.10)
- Pd
 - S
 - Br
 - Cr
62. Escribir la configuración electrónica completa para un átomo de cada uno de los siguientes elementos: (3.10)
- Mg
 - Ni
 - K
 - Al
63. Escribir la configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos: (3.10)
- Cl
 - Se
 - B
 - Cs
64. Escribir la configuración electrónica abreviada para un átomo de cada uno de los siguientes elementos: (3.10)
- P
 - Sr
 - Be
 - Co
65. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas? (3.10)
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
66. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas? (3.10)
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^4$

67. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas? (3.10)
 (a) $[\text{Ne}]3s^23p^2$ (c) $[\text{Ne}]3s^2$
 (b) $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^5$ (d) $[\text{Kr}]5s^24d^{10}5p^3$
68. ¿Qué elementos tienen las siguientes configuraciones electrónicas? (3.10)
 (a) $[\text{Ar}]4s^23d^3$ (c) $[\text{He}]2s^22p^3$
 (b) $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$ (d) $[\text{He}]2s^1$
69. La configuración electrónica para un átomo de cada uno de los siguientes elementos es incorrecta. Corregir los errores. (3.10)
 (a) Y: $[\text{Ar}]5s^24d^1$
 (b) Sc: $[\text{Ar}]4s^24d^1$
 (c) Fe: $1s^22s^23p^64s^25p^66s^27d^6$
 (d) F: $1s^22s^22p^6$
70. La configuración electrónica para un átomo de cada uno de los siguientes elementos es incorrecta. Corregir los errores. (3.10)
 (a) Ca: $1s^22s^2p^33p^4s$
 (b) P: $[\text{Na}]3s^23p^3$
 (c) Ge: $[\text{Ar}]4s^24d^{10}4p^2$
 (d) Sn: $1s^22s^22p^53s^23p^54s^23d^{10}4p^55s^24d^{10}5p^2$

Problemas de química forense

71. El estroncio, un elemento que se encuentra comúnmente como trazas en la comida, se incorpora a la estructura del esqueleto humano debido a que tiene propiedades similares a las del calcio. En la naturaleza se encuentran cuatro isótopos estables del estroncio: ^{88}Sr (82,5%), ^{87}Sr (7,0%), ^{86}Sr (10,0%) y ^{84}Sr (0,5%). Sin embargo, la distribución real de los isótopos tiende a variar enormemente de una localización geográfica a otra. El análisis de isótopos de estroncio se puede usar para identificar patrones de migración antiguos, igual que el origen de restos humanos mezclados en tumbas de campos de batalla. Determinar el número de protones, neutrones y electrones en cada isótopo de estroncio. (3.5)
72. Los compuestos de talio se han usado históricamente como venenos para ratas, e inevitablemente también por gente con intenciones asesinas. La autora Agatha Christie se relacionó, quizás injustamente, con el inicio de una ola de envenenamientos con talio cuando describió el envenenamiento con dicho metal en su libro de 1961: *The Pale Horse*. Los síntomas del envenenamiento con talio pueden confundirse con otros trastornos. El talio tiene dos isótopos estables: talio-203 y talio-205.

Determinar el número de protones, neutrones y electrones de cada isótopo del talio. (3.5)

73. Wolfgang Amadeus Mozart murió el 5 de diciembre de 1791, a la edad de 35 años, después de padecer una enfermedad durante tres meses. Se sospechó que había sido envenenado por un rival, pero ahora se sabe que fue envenenado accidentalmente por un compuesto de antimonio prescrito por los doctores. Años más tarde se dijo que Antonio Salieri, un compositor contemporáneo y rival, mientras sufría senilidad había confesado el asesinato de Mozart, pero en realidad no había tenido nunca acceso a Mozart para cometer el crimen. Escribir la configuración electrónica completa de un átomo de antimonio. El antimonio se determina controlando la luz emitida desde un ICP a 206,8 nm. Calcular la energía y la frecuencia correspondientes a esta longitud de onda. (PC)
74. Un sospechoso es detenido en un caso de abuso sexual y se encuentra que tiene manchas de maquillaje en su ropa. La víctima llevaba un maquillaje de color blanco perlado característico. El efecto perlado en cosmética lo confiere un compuesto de bismuto, el BiOCl . El bismuto se puede detectar controlando la luz emitida desde un ICP a 223,1 nm. Calcular la energía y la frecuencia correspondientes a esta longitud de onda. (3.8)
75. Usando Internet como fuente de información, determinar qué otros elementos se encuentran comúnmente en las partículas de residuos de disparos cuando se analizan con un SEM-EDS. (PC)

Problemas de casos en estudio

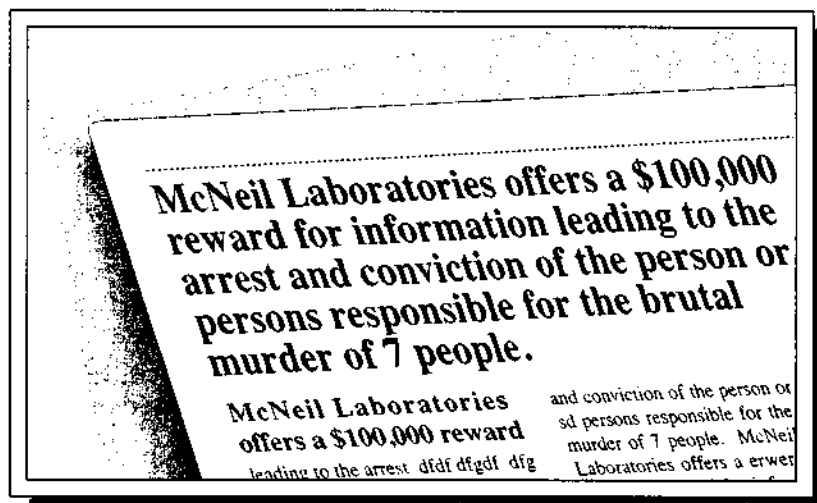
76. En la última parte del análisis de las pruebas del caso de la víctima quemada con fuegos artificiales, ¿por qué era importante analizar la mezcla pirotécnica tanto de los petardos no quemados como de los quemados? ¿Se podría obtener una conclusión del análisis sólo de las pruebas recuperadas del fuego? Usar el método científico para ayudar a responder esta pregunta. (PC)
77. En el análisis de elementos de las pruebas del caso, la prueba recogida de la víctima quemada coincidía con el perfil de elementos de los explosivos utilizados por los vecinos. ¿Prueba esto que los vecinos son culpables? A la vista de los hechos, proporcionar una explicación alternativa de los datos que exima a los vecinos. (PC)

CAPÍTULO 4

Pruebas químicas

CASO EN ESTUDIO: Un dolor de cabeza asesino

- 4.1 Naturaleza química de las pruebas: regiones de la tabla periódica
- 4.2 Tipos de compuestos: compuestos iónicos
- 4.3 Tipos de compuestos: compuestos covalentes
- 4.4 Nombres comunes y elementos biatómicos
- 4.5 Bases de las reacciones químicas
- 4.6 Ajuste de las ecuaciones químicas
- 4.7 Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos molares
- 4.8 Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos estequiométricos
- 4.9 Tipos de reacciones
- 4.10 Las matemáticas de las reacciones químicas: reactante limitante y rendimiento teórico
- 4.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Un dolor de cabeza asesino



Esta recompensa no se ha reclamado en 24 años. Los crímenes sembraron el miedo en América y cambió para siempre la manera en que las compañías hacen negocio.

CASO EN ESTUDIO: Un dolor de cabeza asesino

En septiembre de 1982, Adam Janus se tomó el día libre en su trabajo como supervisor de correos para hacer algunas cosas en casa. Pasó la mañana haciendo recados, recogió a la hija de un vecino en la guardería y compró unas flores para su esposa. Sobre la hora de comer, Adam empezó a notar un leve dolor en el pecho. Abrió un bote nuevo de pastillas contra el dolor y se tomó una. Cuando iba a salir de la cocina, comenzó a sentir mareos y náuseas, y su cabeza empezó a latir fuertemente. Antes de poder llegar al sofá para tumbarse, cayó al suelo. Su pecho se tensó y sintió como si algo le estuviera quitando el oxígeno del cuerpo. En unos minutos yacía con convulsiones en el suelo de la cocina mientras su mujer llamaba frenéticamente a una ambulancia.

Adam fue llevado urgentemente al Northwest Community Hospital, en las afueras de Chicago, Illinois. Falleció a las 3:15 p.m. a pesar de los todos los esfuerzos del Dr. Thomas Kim por reanimarlo. Adam, a la edad de 27 años, murió misteriosamente dejando una viuda y dos hijos. El trauma de perder un miembro de la familia de manera tan rápida e inesperada sorprendió a toda la familia Janus reunida en el hospital.

El hermano de Adam, Stanlee, dos años menor, no podía creerse que Adam se hubiera ido. Los dos hermanos habían estado siempre muy unidos y pendientes uno de otro. Muchas preguntas acudieron a la mente de Stanlee, que apenas se podía centrar en él y su esposa, Theresa, mientras conducía desde el hospital hacia casa de Adam, donde la familia Janus iba a hacer los preparativos del funeral. La pena por la pérdida de su hermano y el estrés abrumador produjeron un fuerte dolor de cabeza a Stanlee.

Cuando Stanlee y Theresa llegaron a casa de Adam, la familia se reunió alrededor de la mesa de la cocina. Stanlee vio el frasco para el alivio del dolor sobre la mesa, un bote de Tylenol Extra Fuerte. Abrió el bote, cogió una pastilla y ofreció al resto de la familia. La única persona que cogió otra pastilla fue su mujer, Theresa.

Cuando Stanlee caminaba por la cocina se sintió un poco mareado, con el estómago revuelto, y su cabeza fue empeorando, si eso era posible. Se le aceleró la respiración y comenzó a respirar con dificultad. En unos minutos estaba en el suelo con convulsiones. La familia Janus pasó de una tragedia horrible a una pesadilla inimaginable cuando vieron duplicados en Stanlee los últimos momentos del hermano. Llamaron a los paramédicos por segunda vez en aquel día y llegaron justo antes de las 6 p.m. para estabilizar a Stanlee. En otro triste giro del destino, Theresa cayó al suelo de la cocina cuando los paramédicos atendían a su marido. También ella fue víctima del asesino misterioso. El mismo médico que había tratado de salvar a su hermano indicó que Stanlee murió a las 8:15 de la tarde. Theresa sobrevivió varios días con ayuda médica y finalmente murió.

En la primera fase de la investigación, quedaba claro que algo envenenó a los miembros de la familia Janus, pero no se sabía qué era ni cómo habían estado expuestos. Para determinar cómo murieron se reclutaron dos bomberos fuera de servicio de diferentes cuarteles y un médico de un centro de control de intoxicaciones, y se hicieron algunos trabajos de laboratorio rápidos.



La familia Janus en el funeral de Adam, Stanlee y Theresa. (Bruno Torres/Bettmann/Corbis)

**Quién causó sus muertes era un misterio,
y todavía está por resolver . . .**

4.1 Naturaleza química de las pruebas: regiones de la tabla periódica

En este capítulo se ampliará el tema de los compuestos químicos y las fórmulas que empezó en el Capítulo 1. Se explorarán dos grandes clases de com-



Objetivo de aprendizaje

Describir las diferentes regiones de la tabla periódica y la terminología usada para hablar de los elementos.

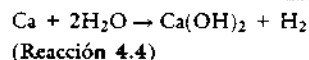
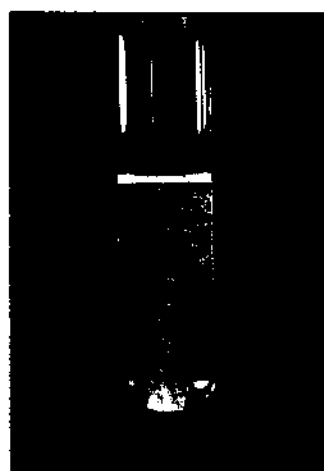
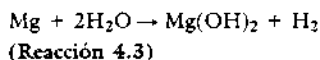
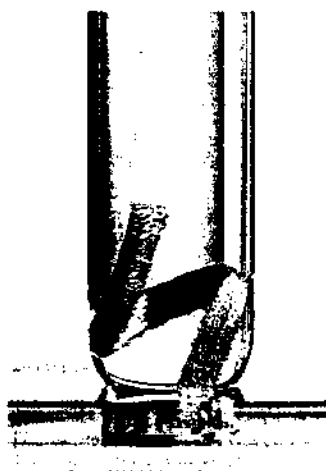
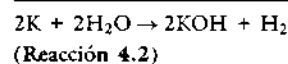
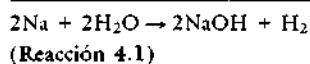
Grupos ↓

| | | | |
|----|----|----|-----|
| 1 | | | |
| 1 | 2 | | |
| 3 | 4 | | |
| 11 | 12 | 3 | 4 |
| 19 | 20 | 21 | 22 |
| 37 | 38 | 39 | 40 |
| 55 | 56 | 57 | 72 |
| 87 | 88 | 89 | 104 |

puestos, llamados iónicos y covalentes, sus fórmulas y sus nombres, y los tipos de reacciones que experimentan. Pero para entender todo esto se necesita más información de la tabla periódica.

Como ya se vio en el Capítulo 1, la tabla periódica se organiza de manera que los elementos con propiedades y reacciones comunes están en la misma columna. Cada una de las columnas se denomina **grupo** o **familia**. El sodio y el potasio, dos elementos del mismo grupo, son metales blandos y forman productos de reacción similares. Las reacciones 4.1 y 4.2 ilustran cómo el sodio y el potasio, respectivamente, experimentan reacciones similares con el agua para formar gas hidrógeno (H_2) y los hidróxidos del metal ($NaOH$ o KOH). Las reacciones 4.3 y 4.4 ilustran cómo el magnesio y el calcio, respectivamente, experimentan reacciones similares con el agua para formar gas hidrógeno y los hidróxidos del metal ($Mg(OH)_2$ o $Ca(OH)_2$).

Los elementos en un grupo comparten muchos rasgos comunes, como se ilustraba anteriormente con el sodio y el potasio. También hay diferencias



(a, b: Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.; c: Martin F. Chillmaid/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.; d: Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)

Figura 4.1 Regiones de la tabla periódica.

Las filas de la tabla periódica se conocen como **periodos**. Los periodos se numeran simplemente del 1 al 7, como se muestra en el lado izquierdo de la Figura 4.1. Cabe señalar que las dos filas no numeradas al final de la tabla pertenecen, de hecho, a los metales de transición, y se llaman **metales de transición interna**. Los elementos con números atómicos 58 a 71 se sitúan después del lantano (La), que tiene el número atómico 57. Por esta razón se

llaman *lantánidos*. De modo similar, los elementos con números atómicos 90 a 103 encajarían después del actinio (Ac, número atómico 89) y se llaman *actínidos*. Sin embargo, la inserción de estos elementos en la tabla periódica sería incómoda para su uso, y por ello se colocan aparte al final.

Ejemplo resuelto 1

El plomo, el arsénico, el antimonio, el bario y el cobre son componentes de los residuos de un disparo. Identificar el número del grupo, el nombre del grupo (si tiene) y el periodo de cada componente.

SOLUCIÓN Localizar cada elemento en la tabla periódica, el número de columna arriba y el número de periodo en un lado de la tabla. Los símbolos se pueden encontrar en la Figura 4.1.

- Plomo (Pb): Grupo 14, no tiene nombre común, Periodo 6.
- Arsénico (As): Grupo 15, no tiene nombre común, Periodo 4.
- Antimonio (Sb): Grupo 15, no tiene nombre común, Periodo 5.
- Bario (Ba): Grupo 2, metales alcalinotérreos, Periodo 6.
- Cobre (Cu): Grupo 11, metales de transición, Periodo 4.

Práctica 4.1

Los siguientes elementos son parte de compuestos encontrados comúnmente como componentes mayoritarios de las huellas dactilares: Na, Ca, Fe y Br. Identificar el número de grupo, el nombre común del grupo y el número de periodo.

RESPUESTA

- Sodio (Na): Grupo 1, metal alcalino, Periodo 3.
- Calcio (Ca): Grupo 2, metal alcalinotérreo, Periodo 4.
- Hierro (Fe): Grupo 8, metal de transición, Periodo 4.
- Bromo (Br): Grupo 17, halógeno, Periodo 4.

Ejemplo resuelto 2

Identificar los siguientes elementos por su posición en la tabla periódica.

- (a) Elemento utilizado para proporcionar resistencia al choque térmico en el vidrio, localizado en el Grupo 13, Periodo 2.
- (b) Elemento que se encuentra típicamente en concentraciones elevadas en los vidrios de las ventanas comunes, localizado en los metales alcalinotérreos, Periodo 4.
- (c) Cristal de vidrio al cual se ha añadido una gran cantidad de un elemento potencialmente tóxico, localizado en el Grupo 14, Periodo 6.

SOLUCIÓN

- (a) Contar 13 columnas y bajar dos filas en la tabla periódica para obtener el boro. Nota: Los periodos están numerados en el lado izquierdo de la tabla periódica. El boro está en el Periodo 2, a pesar de ser el primer elemento del Grupo 13.
- (b) Los metales alcalinotérreos están en el Grupo 2. En la cuarta fila está el calcio.
- (c) Contar 14 columnas y bajar 6 filas para encontrar el plomo.

Práctica 4.2

Identificar los siguientes elementos, que se encuentran todos en laboratorios clandestinos de drogas:

- (a) Grupo 13, elemento del Periodo 3, usado para detectar humos.
- (b) Metal alcalinotérreo en el Periodo 3, usado para bengalas de señales infrarrojas.
- (c) Grupo 14, elemento del Periodo 3, usado como componente principal en los explosivos.

RESPUESTA

- (a) Aluminio
- (b) Magnesio
- (c) Silicio

4.2 Tipos de compuestos: compuestos iónicos

En el Capítulo 1 definíamos un compuesto como una sustancia pura que se componía de dos o más elementos enlazados. Ahora consideraremos los compuestos con más detalle. Los enlaces químicos que se forman entre los átomos en un compuesto pueden ser de dos tipos. Cada tipo de enlace confiere diferentes propiedades físicas y químicas al compuesto. Entonces, los dos tipos de compuestos se deben manejar de forma diferente cuando se recogen y analizan como prueba. Para nombrar los compuestos, cada tipo tiene también su conjunto de normas propias y distintas.

Si el enlace entre dos átomos se forma por transferencia de un electrón (o electrones) de un átomo a otro, el compuesto resultante es un compuesto iónico. Cuando un átomo pierde o gana electrones durante la formación de un **compuesto iónico**, se carga eléctricamente y se denomina ion. Más específicamente, la pérdida de un electrón deja un átomo con una carga de $+1$ (recordar que los electrones tienen una carga -1), y de esta manera forman un ion cargado positivamente, llamado **catión**. La ganancia de un electrón confiere una carga de -1 a un átomo, formando un ion cargado negativamente llamado **anión**. Un **enlace iónico** es la fuerza de atracción entre el catión cargado positivamente y el anión cargado negativamente.

Objetivo de aprendizaje

Escribir los nombres y determinar las fórmulas de los compuestos iónicos.



Los compuestos iónicos se encuentran en la naturaleza como polvo sólido, con una gran variedad de colores. La fotografía muestra (desde el centro, arriba, en sentido de las agujas del reloj): sulfato de hierro(III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; sulfato de cobre(II), CuSO_4 ; carbonato de cobre(II), CuCO_3 ; cloruro de sodio, NaCl ; sulfato de hierro(II), FeSO_4 . (Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)

Nomenclatura de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos contienen siempre, como mínimo, un catión y un anión. El nombre de un compuesto iónico empieza en inglés con el nombre del catión seguido del nombre del anión (en español se nombra el anión seguido de la preposición “de” y el nombre del catión). La norma para nombrar un catión es bastante sencilla: en inglés se escribe el nombre de los elementos seguidos por la palabra *ion* (al revés en español). La reacción de abajo muestra la formación del ion sodio a partir del elemento sodio. Nótese que la carga del ion sodio se indica como un superíndice siguiendo al símbolo atómico.



La norma para nombrar un anión es cambiar el final del nombre del elemento por el sufijo “-uro” precedido de la palabra “ion”. La siguiente reacción muestra la formación del ion oxiuro u óxido del oxígeno atómico. Para cualquier ion con una magnitud de carga mayor que 1, el número que aparece antes de la carga positiva (+) o negativa (−) indica la magnitud de la carga.



Ejemplo resuelto 3

Nombrar cada uno de los siguientes iones, que son los componentes principales de las huellas dactilares:

- (a) K^+
- (b) Br^-
- (c) Ca^{2+}
- (d) I^-

SOLUCIÓN

- (a) Los cationes tienen el mismo nombre que el elemento, pero precedido de la palabra “ion”: ion potasio.
- (b) Los aniones añaden el nombre del elemento modificado con el sufijo “-uro”: ion bromuro.
- (c) Los cationes tienen el mismo nombre que el elemento, pero precedido de la palabra “ion”: ion calcio.
- (d) Los aniones añaden el nombre del elemento modificado con el sufijo “-uro”: ion yoduro.

Práctica 4.3

Nombrar cada uno de los siguientes iones:

- (a) Li^+ : ingrediente en la receta original del 7-Up, que se suprimió en 1950 cuando los científicos descubrieron que tenía efectos psicológicos (se utiliza en los trastornos maniaco-depresivos).
- (b) F^- : si se detecta en la orina, es un signo de abuso de inhalación de disolventes que contienen flúor.
- (c) Cl^- : pequeñas cantidades en el análisis de la orina *post mortem* pueden indicar que la víctima sufrió vómitos graves o diarrea antes de morir; grandes cantidades podrían indicar el uso de fármacos *corticosteroides* para el asma o la alergia.

no mencionados anteriormente pueden tener varias cargas diferentes y se comentarán más adelante en este capítulo.

Ejemplo resuelto 4

Predecir la carga en los siguientes iones, que se pueden encontrar al analizar fragmentos de vidrio recuperados de la escena de un delito:

- (a) Ion bario.
- (b) Ion aluminio.
- (c) Ion litio.
- (d) Ion óxido.

SOLUCIÓN

- (a) El Ba es un miembro del Grupo 2, metales alcalinotérreos, y forma iones con una carga de +2.
- (b) El Al es un miembro del Grupo 13 y forma iones con una carga de +3.
- (c) El Li es un miembro del Grupo 1, metales alcalinos, y forma iones con una carga de +1.
- (d) El O es un miembro del Grupo 16 y forma iones con una carga de -2.

Práctica 4.4

Predecir la carga en los siguientes iones encontrados en el líquido cefalorraquídeo, que pueden servir como marcador para determinar el tiempo de la muerte, aunque generalmente se dispone de modelos más precisos que éste.

- (a) Ion potasio.
- (b) Ion magnesio.
- (c) Ion sodio.
- (d) Ion cloruro.

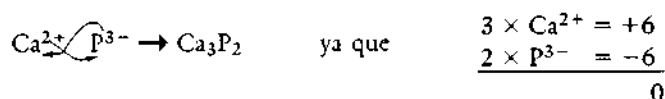
RESPUESTA

- (a) +1
- (b) +2
- (c) +1
- (d) -1

Las fórmulas de los compuestos iónicos se determinan considerando las cargas del catión y del anión, y recordando que la carga positiva total debe ser igual a la carga negativa total, de modo que el compuesto final tenga una carga cero (neutro). Por ejemplo, la fórmula para el fluoruro de sodio, un conservante común de la sangre cuando se recogen pruebas de sangre, se puede determinar mirando la tabla periódica y recordando las normas para las cargas de cada grupo. El sodio forma el catión Na^+ y el flúor forma el anión F^- . Debido a que las cargas +1 y -1 suman cero, la fórmula del fluoruro de sodio es NaF. Recordar que ambos elementos existen como iones cargados en el compuesto, que en su conjunto es neutro. Para determinar la fórmula del cloruro de calcio, un componente común de las huellas dactilares, obsérvese que el calcio pertenece al Grupo 2, el cual forma cationes con carga +2, y que el cloruro forma aniones con carga -1. La fórmula final debe

tener carga cero. Por lo tanto, la fórmula debe tener dos iones cloruro por cada ion calcio, formando el CaCl_2 .

Para determinar la fórmula de compuestos iónicos cuando las cargas no son iguales, es necesario encontrar el múltiplo común más bajo (mínimo común múltiplo) de las cargas iónicas. Por ejemplo, el Ca^{2+} y el P^{3-} tienen un mínimo común múltiplo de 6 ($2 \times 3 = 6$). Por lo tanto, la fórmula requeriría tres iones Ca^{2+} y dos iones P^{3-} para formar el compuesto neutro Ca_3P_2 . Si se examina cuidadosamente la magnitud de las cargas iónicas, los valores indican el número de átomos que se necesitan del ion opuesto, como se muestra abajo para el Ca_3P_2 . Siempre se ha de verificar que la fórmula produce un compuesto neutro (carga cero) y que se utiliza el mínimo común múltiplo.



Ejemplo resuelto 5

Predecir las fórmulas para los siguientes compuestos iónicos formados con los elementos indicados.

- (a) Un compuesto formado por K y Br que puede detectar sangre en una mancha reaccionando con ella para formar unos cristales característicos.
- (b) Un compuesto formado por Ca y O, llamado *cal viva*, que se creía erróneamente que aceleraba la descomposición de los restos humanos.
- (c) Un compuesto formado por Al y O producido para ser usado en explosivos H-6 en el ámbito militar.

SOLUCIÓN

- (a) KBr: la carga +1 del K^+ y la carga -1 del Br^- se equilibran a cero.
- (b) CaO: la carga +2 del Ca^{2+} y la carga -2 del O^{2-} se equilibran a cero.
- (c) Al_2O_3 : la carga +3 del Al^{3+} y la carga -2 del O^{2-} se deben equilibrar a cero, y por tanto se requieren dos Al^{3+} y tres O^{2-} .

Práctica 4.5

Predecir la fórmula para el compuesto iónico formado por los elementos indicados.

- (a) Un compuesto formado por Al y Cl que se usa como agente deshidratante en las autopsias.
- (b) Un compuesto formado por Ca y Cl que se encuentra en pequeñas cantidades en los explosivos militares H-6.
- (c) Un compuesto formado por K y I que produce cristales ramificados en forma de nido cuando reaccionan con la fenciclidina (abreviatura inglesa: PCP).

RESPUESTA

- (a) AlCl_3
- (b) CaCl_2
- (c) KI

Por propia experiencia, probablemente el lector ya conoce las normas para nombrar los compuestos iónicos. ¿Cuál es el nombre químico y la fórmula de la sal de mesa? La respuesta es, por supuesto, cloruro de sodio, o NaCl, que consiste en un ion sodio y un ion cloruro. Simplemente se combinan los nombres del catión con el anión, omitiendo la palabra ion de cada uno. En inglés la secuencia es catión-anión (*sodium chloride*), mientras que en español es anión-de-catión (cloruro de sodio).

Ejemplo resuelto 6

Nombrar los compuestos del Ejemplo resuelto 5.

SOLUCIÓN

- (a) El ion potasio y el ion bromuro forman el compuesto bromuro de potasio.
- (b) El ion calcio y el ion oxígeno u óxido forman el compuesto óxido de calcio.
- (c) El ion aluminio y el ion óxido forman el compuesto óxido de aluminio.

Práctica 4.6

Nombrar los compuestos de la Práctica 4.5.

RESPUESTA

- (a) Cloruro de aluminio.
- (b) Cloruro de calcio.
- (c) Yoduro de potasio.

Cationes con cargas múltiples y iones poliatómicos

Como se muestra en la Figura 4.2, la mayoría de los metales de transición, así como los metales del Grupo 13 al Grupo 15, no tienen una carga común. Estos elementos formarán cationes; sin embargo, las cargas de los iones no se pueden predecir fácilmente, y muchos de los elementos pueden formar iones con diferentes cargas. La Tabla 4.1 enumera algunos de los elementos comunes y las diferentes cargas que pueden tener sus cationes.

Los distintos iones de un mismo elemento pueden tener propiedades muy diferentes. Por ejemplo, el Cr^{6+} es un contaminante que produce cáncer, utilizado comercialmente en las industrias de refinado de placas de electrodos y acero, y ha sido objeto de varias demandas importantes. Sin embargo, el ion Cr^{3+} es un nutriente esencial en nuestras dietas. Los nombres de los compuestos que contienen cationes de metales de transición, o cationes de los

Tabla 4.1 Cationes con cargas múltiples.

| Elemento | Formas iónicas comunes |
|----------|--|
| Hierro | Fe^{2+} , Fe^{3+} |
| Cromo | Cr^{2+} , Cr^{3+} , Cr^{6+} |
| Cobalto | Co^{2+} , Co^{3+} |
| Cobre | Cu^{1+} , Cu^{2+} |



La fotografía muestra dos sales de cloruro de cobre: cloruro de cobre(II) o CuCl_2 (abajo a la izquierda), y cloruro de cobre(I) o CuCl (arriba a la derecha). (Richard Megna/Fundamentals Photographs)

elementos del Grupo 13 al 15, no siguen un patrón y se deberá indicar qué ion del elemento está presente en el compuesto.

El método para distinguir entre estos iones es colocar la carga del ion en números romanos después del nombre del elemento metálico. Por ejemplo, el Cr^{3+} se llama ion cromo(III), y el Cr^{6+} se llama ion cromo(VI). Cuando se nombra un compuesto se incluye la carga en números romanos como parte del nombre. Así, el nombre del CrCl_3 es cloruro de cromo(III).

Ejemplo resuelto 7

Hallar la fórmula y decir el nombre del compuesto formado por los siguientes iones:

- (a) Au^{2+} y Cl^- forman un compuesto que se recetaba en 1800 para combatir el alcoholismo.
- (b) Cu^{2+} y Cl^- forman un ingrediente que se usa para formar cristales con la droga ilegal GHB.
- (c) Fe^{3+} y Cl^- forman un compuesto usado para recuperar números de serie borrados en acero inoxidable.

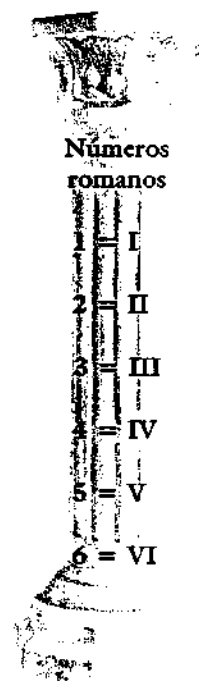
SOLUCIÓN

- (a) Se necesitan dos iones de cloruro para equilibrar la carga +2 del ion oro(II): AuCl_2 , cloruro de oro(II).
- (b) Se necesitan dos iones de cloruro para equilibrar la carga +2 del ion cobre(II): CuCl_2 , cloruro de cobre(II).
- (c) Se necesitan tres iones de cloruro para equilibrar la carga +3 del ion hierro(III): FeCl_3 , cloruro de hierro(III).

Práctica 4.7

Hallar la fórmula y decir el nombre del compuesto formado por los siguientes iones:

- (a) Cu^{2+} y Cl^- forman un compuesto usado para recuperar números de serie borrados en hierro y acero.
- (b) Ti^{4+} y O^{2-} forman un compuesto que se usó como pigmento para pinturas blancas a partir de 1800. Un método para detectar falsificaciones es buscar este compuesto en obras de arte supuestamente de periodos anteriores.



(Gettie Images)

(c) Hg^{2+} y Cl^- forman un compuesto que produce cristales en forma de escarapela cuando se mezcla con heroína.

RESPUESTA

(a) CuCl_2 , cloruro de cobre(II).

(b) TiO_2 , óxido de titanio(II).

(c) HgCl_2 , cloruro de mercurio(II).

Hasta el momento sólo se ha hablado de iones que se forman cuando un elemento gana o pierde electrones. Éstos se denominan comúnmente **iones monoatómicos**, que significa que son iones formados por un átomo sencillo. Hay otro grupo de iones, llamados **iones poliatómicos**, que consisten en grupos de átomos enlazados juntos muy estrechamente y que actúan como una partícula que tiene una carga eléctrica.

Uno de los iones poliatómicos más tristemente célebre en la ciencia forense es el ion cianuro, que tiene como fórmula CN^- . El ion cianuro consiste en un átomo de carbono unido estrechamente con un átomo de nitrógeno en una unidad que tiene una carga total de -1 . Es importante saber que los átomos de carbono y nitrógeno están unidos juntos bajo las condiciones típicas en los compuestos que contienen el ion cianuro. La Tabla 4.2 ofrece una lista de los iones poliatómicos más habituales.

Tabla 4.2 Iones poliatómicos.

| Ion poliatómico | Símbolo |
|------------------|------------------------------------|
| Ion amonio | NH_4^+ |
| Ion nitrato | NO_3^- |
| Ion hidroxilo | OH^- |
| Ion acetato | $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ |
| Ion cianuro | CN^- |
| Ion permanganato | MnO_4^- |
| Ion clorato | ClO_3^- |
| Ion carbonato | CO_3^{2-} |
| Ion sulfato | SO_4^{2-} |
| Ion cromato | CrO_4^{2-} |
| Ion fosfato | PO_4^{3-} |

Ejemplo resuelto 8

Hallar la fórmula de los compuestos que forman los siguientes iones:

(a) K^+ y NO_3^- forman un compuesto que es un ingrediente de los fuegos artificiales.

(b) Fe^{2+} y NO_3^- forman un compuesto usado para descubrir huellas dactilares.

(c) Na^+ y CN^- forman una sustancia que es un veneno mortal.

SOLUCIÓN

(a) KNO_3 : las cargas iónicas $+1$ y -1 se equilibran a cero.

- (b) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$: el Fe^{2+} requiere dos NO_3^- para equilibrar la carga a cero.
- (c) NaCN : las cargas iónicas $+1$ y -1 se equilibran a cero.

Práctica 4.8

Decir el nombre de los compuestos indicados en la solución del Ejemplo resuelto 8.

RESPUESTA

- (a) Nitrato de potasio.
- (b) Nitrato de hierro(II).
- (c) Cianuro de sodio.

Ejemplo resuelto 9

El análisis de fragmentos de pintura se realiza normalmente con un instrumento SEM-EDS para los siguientes compuestos. Hallar sus fórmulas.

- (a) Sulfato de calcio, un agente blanqueante barato.
- (b) Cianuro de hierro(II), un pigmento azul.
- (c) Fosfato de zinc, un pigmento blanco resistente a la corrosión.

SOLUCIÓN

- (a) CaSO_4 : el calcio siempre forma iones $+2$ y el sulfato es SO_4^{2-} .
- (b) $\text{Fe}(\text{CN})_2$: el hierro(II) es Fe^{2+} y el cianuro es CN^- .
- (c) $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$: el zinc siempre forma iones $+2$ y el fosfato es PO_4^{3-} .
Para conseguir una fórmula con carga neutra se necesita el mínimo común múltiplo, que es 6. Por lo tanto, se requieren tres iones Zn^{2+} y dos iones PO_4^{3-} .

Práctica 4.9

Determinar la carga en cada uno de los iones de los siguientes compuestos.

- (a) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- (b) CuCl_2
- (c) $\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2$

RESPUESTA

- (a) Fe^{3+} , NO_3^-
- (b) Cu^{2+} , Cl^-
- (c) Cd^{2+} , PO_4^{3-}

Propiedades de los enlaces iónicos

La fuerza de un enlace iónico viene de la atracción entre las cargas opuestas del catión y del anión. El catión positivo es atraído por el anión negativo, justo como el polo sur de un imán es atraído por el polo norte de otro. Los iones se colocan juntos en posiciones fijas dentro de la estructura de un cristal. El cristal tiene una estructura tridimensional, en la cual se repite el patrón llamado **retículo cristalino** en que se organizan los cationes y los aniones. En la Figura 4.3 se muestra el retículo cristalino para el KBr. Obsérvese que el cristal está hecho de muchos iones potasio y muchos iones bromuro. De hecho, no hay una unidad sencilla KBr comparable a una molécula en un compuesto covalente. (Se usa el término *unidad de fórmula* más

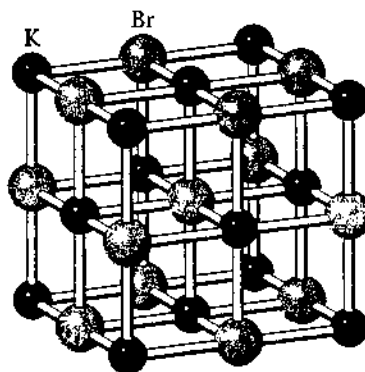


Figura 4.3 La estructura reticular del KBr muestra las unidades tridimensionales que se van repitiendo en un cristal.

que *molécula* para describir la relación más simple de iones que componen un compuesto iónico.) Cada ion, efectivamente, se coloca en un lugar por fuerzas atractivas de los otros iones que lo rodean por todas partes. El retículo cristalino confiere las propiedades de dureza y rigidez que comparten los compuestos iónicos.

El **punto de fusión** de un compuesto iónico es la temperatura a la cual los iones tienen suficiente energía para escapar de las fuerzas atractivas que los mantienen en la estructura reticular cristalina. Cuando se alcanza el punto de fusión, la estructura reticular se desmorona y se forma un líquido donde los iones pueden moverse. En general, el punto de fusión de un compuesto iónico es muy alto y aumenta con la magnitud de la carga de los iones.

Ejemplo resuelto 10

El punto de fusión del CaO es 2572 °C y el del KBr es 730 °C. Explicar por qué hay esta diferencia tan grande entre los puntos de fusión.

SOLUCIÓN

Puesto que el CaO tiene un punto de fusión más alto, los iones Ca^{2+} son atraídos más fuertemente por los iones O^{2-} que los iones K^{+} por los iones Br^{-} . Esto tiene sentido porque las fuerzas de atracción entre una carga +2 y una carga -2 serían más fuertes que las fuerzas entre una carga +1 y una carga -1.

Práctica 4.10

Colocar los siguientes compuestos en orden de menor a mayor punto de fusión:

- (a) AlP
- (b) NaCl
- (c) MgO

RESPUESTA

$\text{NaCl} < \text{MgO} < \text{AlP}$

4.3 Tipos de compuestos: compuestos covalentes

El segundo tipo de enlace en los compuestos ocurre cuando dos átomos comparten electrones. Esta compartición se denomina **enlace covalente**; los compuestos que tienen este tipo de enlace se llaman *compuestos covalentes*. Los enlaces covalentes se dan cuando los átomos de dos elementos no metálicos forman un enlace, tales como H_2S , CO_2 y NH_3 . Los compuestos covalentes que se van a comentar en este capítulo se limitarán a compuestos binarios (dos elementos). Una clase mucho mayor de compuestos covalentes son los compuestos orgánicos, que se estudiarán en profundidad en el Capítulo 7.

¿Cómo dos átomos comparten exactamente los electrones? Recordar que los electrones están localizados en orbitales que describen el área de mayor probabilidad para encontrar el electrón. Si los átomos van a compartir electrones, entonces sus orbitales deben solaparse unos con otros. En la reacción mostrada en la Figura 4.4a se forma un enlace covalente entre dos átomos de hidrógeno por el solapamiento de los orbitales s para formar el gas hidrógeno (H_2). En la misma línea, la reacción mostrada en la Figura 4.4b ilustra el solapamiento del orbital p del fluoruro con un orbital s del hidrógeno para formar HF.

Objetivo de aprendizaje
Conocer los nombres y las fórmulas de los compuestos covalentes.

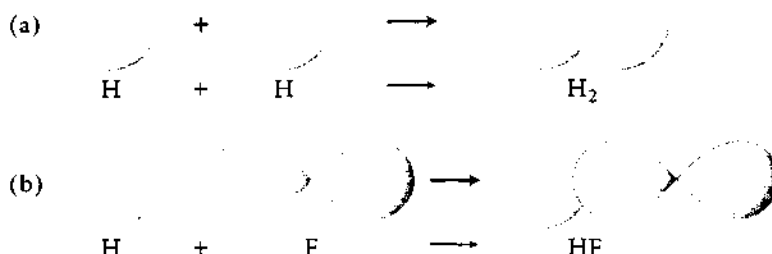


Figura 4.4 La formación de enlaces covalentes ocurre mediante el solapamiento de los orbitales electrónicos de cada uno de los átomos que participan en el enlace.

Nombres y fórmulas de los compuestos covalentes

La determinación de los nombres y las fórmulas de los compuestos covalentes difiere mucho de la de los compuestos iónicos, ya que no se puede usar la tabla periódica para hacer predicciones para los compuestos covalentes. En su lugar, el número de átomos de cada elemento en un compuesto covalente se debe especificar en el nombre. Como ejemplo, considerar el compuesto covalente dióxido de carbono, CO_2 . En inglés se indica el nombre del primer elemento (*carbon*) seguido del nombre del segundo elemento (*oxygen*) con el sufijo “-ide” y con un prefijo que indica el número de átomos del elemento. En español se hace al revés: primero el segundo elemento con el sufijo “-ido” o “-uro” y con el prefijo del número de átomos (dióxido), seguido de la preposición “de” y el nombre del primer elemento (carbono) con su prefijo de número de átomos. En la Tabla 4.3 se ofrece una lista con los prefijos que se utilizan. Así, el CO_2 se llama dióxido de carbono. No se llama dióxido de monocarbono porque es costumbre omitir el prefijo “mono-” si el elemento de la fórmula sólo tiene un átomo. El prefijo identifica el número de átomos de oxígeno que se necesitan en el compuesto, porque el carbono se puede combinar con el oxígeno para formar el monóxido de carbono (CO) y el nombre distingue claramente uno de otro.

Si el nombre de un elemento empieza por una vocal, se omiten las letras “a” y “o” del final del prefijo para una pronunciación más fácil (como se muestra arriba para el monóxido de carbono). Sin embargo, no se omite la letra “i” en los prefijos “tri-” y “di-” (como en el dióxido de carbono).

Tabla 4.3 Prefijos para los compuestos covalentes.

| Prefijo | Número |
|---------|--------|
| Mono- | 1 |
| Di- | 2 |
| Tri- | 3 |
| Tetra- | 4 |
| Penta- | 5 |
| Hexa- | 6 |
| Hepta- | 7 |
| Octa- | 8 |
| Nona- | 9 |
| Deca- | 10 |

Ejemplo resuelto 11

Hallar la fórmula para los siguientes compuestos:

- (a) Tetracloruro de carbono, un disolvente del cual se abusa como inhalante.
- (b) Dióxido de azufre, del que una forma radiactiva se puede usar para detectar huellas dactilares en tejidos y adhesivos.
- (c) Monosulfito de dihidrógeno, un compuesto que se produce cuando los cadáveres se hinchan al descomponerse.

SOLUCIÓN

- (a) Un átomo de carbono y cuatro átomos de cloro forman el CCl_4 .
- (b) Un átomo de azufre y dos átomos de oxígeno forman el SO_2 .
- (c) Dos átomos de hidrógeno y un átomo de azufre forman el H_2S .

Práctica 4.11

Decir el nombre de los siguientes compuestos:

- (a) PF_5
- (b) SO_3
- (c) SF_2
- (d) ICl

RESPUESTA

- (a) Pentafluoruro de fósforo.
- (b) Trióxido de azufre.
- (c) Difluoruro de azufre.
- (d) Monocloruro de yodo.

Ejemplo resuelto 12

En la Sección 3.3 se ilustró la ley de las proporciones múltiples usando varios compuestos formados por nitrógeno y oxígeno. Decir el nombre de los siguientes compuestos de nitrógeno y oxígeno:

- (a) NO
- (b) N₂O
- (c) N₂O₃

SOLUCIÓN

- (a) “Mono-” representa un átomo, pero no se usa delante del primer elemento en los nombres de los compuestos, sólo en el segundo elemento. El nombre del NO es monóxido de nitrógeno.
- (b) “Di-” representa dos átomos y “mono-” representa un átomo. El nombre del N₂O es monóxido de dinitrógeno.
- (c) “Di-” representa dos átomos y “tri-” representa tres átomos. El nombre del N₂O₃ es trióxido de dinitrógeno.

Práctica 4.12

Decir el nombre de los siguientes compuestos de nitrógeno y oxígeno:

- (a) NO₂
- (b) N₂O₅
- (c) N₂O₄

RESPUESTA

- (a) Dióxido de nitrógeno.
- (b) Pentóxido de dinitrógeno.
- (c) Tetróxido de dinitrógeno.

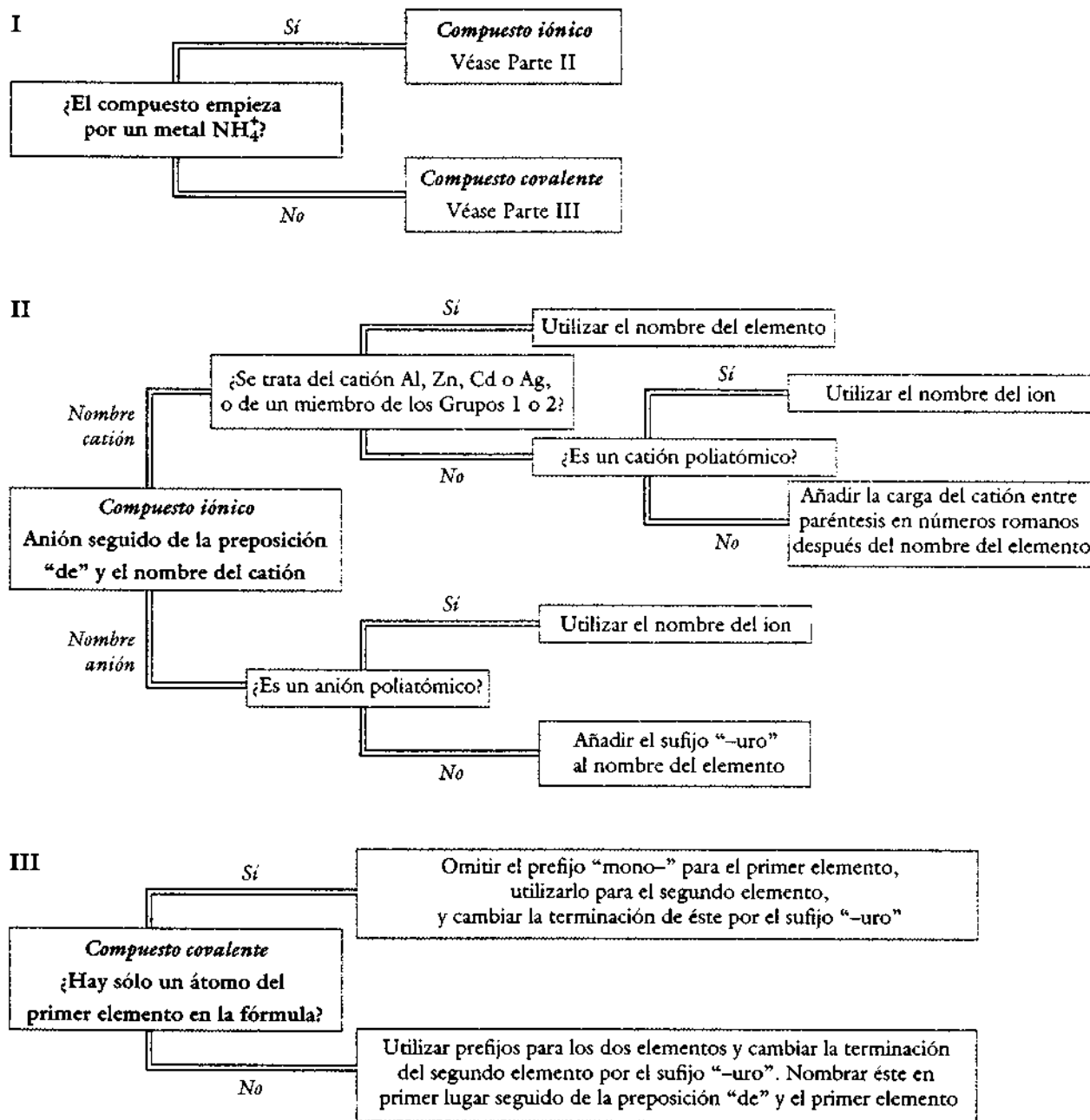
Propiedades de los compuestos covalentes

La compartición de electrones que ocurre en los compuestos covalentes no es necesariamente igual. La tendencia de los elementos a tirar de los electrones compartidos en un enlace hacia ellos es una propiedad llamada **electronegatividad**. Debido a que los elementos difieren en su electronegatividad, los electrones compartidos en un enlace covalente tienden a encontrarse más cerca del elemento más electronegativo. Se puede utilizar la tabla periódica para predecir la electronegatividad relativa de los elementos debido a que ésta aumenta de abajo arriba dentro de un grupo y de izquierda a derecha dentro de un período. El elemento más electronegativo es el flúor, en el Grupo 17 en la parte superior derecha de la tabla. (Los elementos gases nobles rara vez forman compuestos y no debe preocupar su electronegatividad.) En el Capítulo 6 se entrará con más detalle en el tema de los efectos de la electronegatividad.

Cuando un compuesto covalente está en estado sólido, las fuerzas de atracción entre las moléculas son débiles. Para fundir el sólido, sólo se necesita añadir una pequeña cantidad de energía. Por esta razón, el punto de fusión de la mayoría de los compuestos covalentes es típicamente bajo si se compara con el de los compuestos iónicos. Por ejemplo, el compuesto covalente HF tiene un punto de fusión de $-35\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que para el compuesto iónico NaF es de $995\text{ }^{\circ}\text{C}$. Existe un patrón similar con los puntos de ebullición de los compuestos covalentes y iónicos.

Resumen de las normas para la nomenclatura de los compuestos iónicos y covalentes

Es bastante común entre los estudiantes principiantes confundir las normas para la nomenclatura de los compuestos iónicos con las normas para los compuestos covalentes, especialmente con los nervios de un examen. La mejor



manera para prevenir esto es, por supuesto, practicar. Lo segundo es recordar las normas y seguir un método sistemático para determinar el nombre correcto. En el diagrama adjunto hay algunas preguntas que pueden ayudar a averiguar el nombre de un compuesto.

Objetivo de aprendizaje

Conocer los compuestos químicos por sus nombres comunes.

4.4 Nombres comunes y elementos biatómicos

Históricamente, muchos compuestos han recibido nombres que no siguen el sistema que hemos visto en las secciones anteriores. A pesar de la implementación de las normas estándar para nombrar compuestos, algunos de esos



La fotografía muestra (desde arriba a la izquierda, en sentido de las agujas del reloj), agua (monóxido de hidrógeno, H_2O), alcohol (etanol, C_2H_5OH), ácido muriático (ácido clorhídrico, HCl), sal (cloruro de sodio, $NaCl$) y sosa cáustica (hidróxido de sodio, $NaOH$). (Richard Megna/Fundamental Photographs)

nombres antiguos aún se utilizan en la industria y en los laboratorios de todo el mundo. El mejor ejemplo es el agua, que tiene la fórmula H_2O . El nombre sistemático para el agua es monóxido de hidrógeno, que no se utiliza porque causaría más confusión que claridad. Otro nombre que se usa comúnmente es la sal, que la mayoría de la gente interpreta como sal de mesa con la fórmula $NaCl$. Sin embargo, científicamente el término sal se refiere a una gran clase de compuestos iónicos (todos aquellos que no tienen H^+ ni OH^- como uno de los iones), y no sólo al $NaCl$. El cianuro de sodio coincide con la definición de una sal, ¡y podría ser mortal si se confundiera con la sal de mesa!

Un compuesto muy conocido con un nombre no científico que continúa utilizándose ampliamente es el alcohol. En su uso común, *alcohol* se refiere específicamente al etanol, el alcohol que se encuentra en la cerveza, el vino y los licores. Sin embargo, para un químico el término *alcohol* se refiere a toda una clase de compuestos orgánicos que tienen un grupo $-OH$ unido de forma covalente a un átomo de carbono. El gobierno de Estados Unidos impone impuestos muy altos para el etanol de consumo humano, pero el etanol que se utiliza con fines industriales o en investigaciones científicas está exento de este impuesto. Para cerciorarse de que el etanol que se vende se utiliza para este último fin y que no está siendo vendido en el mercado negro para el consumo humano, los proveedores mezclan una pequeña cantidad de metanol en el etanol. El metanol es un alcohol que puede producir enfermedades desesperantes, puede causar ceguera permanente e incluso puede ser letal. La mezcla de etanol y metanol se llama **alcohol desnaturalizado**.

Hay siete elementos que en su estado natural se encuentran combinados con otro átomo del mismo elemento, formando moléculas biatómicas (dos átomos). Por ejemplo, el gas oxígeno se encuentra como O_2 , no simplemente O . Cualquiera que en una conversación ordinaria se refiere al oxígeno está hablando normalmente del oxígeno molecular (O_2) y no del atómico (O). Los siete elementos biatómicos son el hidrógeno (H_2), el nitrógeno (N_2), el oxígeno (O_2), el flúor (F_2), el cloro (Cl_2), el bromo (Br_2) y el yodo (I_2). Puede ser útil recordar que estos elementos "forman" el número siete en la tabla periódica, como se muestra en la Figura 4.5.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| 1
H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2
He |
| 3
Li | 4
Be | | | | | | | | | | | 5
B | 6
C | 7
N | 8
O | 9
F | 10
Ne |
| 11
Na | 12
Mg | | | | | | | | | | | 13
Al | 14
Si | 15
P | 16
S | 17
Cl | 18
Ar |
| 19
K | 20
Ca | 21
Sc | 22
Ti | 23
V | 24
Cr | 25
Mn | 26
Fe | 27
Co | 28
Ni | 29
Cu | 30
Zn | 31
Ga | 32
Ge | 33
As | 34
Se | 35
Br | 36
Kr |
| 37
Rb | 38
Sr | 39
Y | 40
Zr | 41
Nb | 42
Mo | 43
Tc | 44
Ru | 45
Rh | 46
Pd | 47
Ag | 48
Cd | 49
In | 50
Sn | 51
Sb | 52
Te | 53
I | 54
Xe |
| 55
Cs | 56
Ba | 57
La | 72
Hf | 73
Ta | 74
W | 75
Re | 76
Os | 77
Ir | 78
Pt | 79
Au | 80
Hg | 81
Tl | 82
Pb | 83
Bi | 84
Po | 85
At | 86
Rn |
| 87
Fr | 88
Ra | 89
Ac | 104
Rf | 105
Db | 106
Sg | 107
Bh | 108
Hs | 109
Mt | 110
Ds | 111
Rg | | | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 58
Ce | 59
Pr | 60
Nd | 61
Pm | 62
Sm | 63
Eu | 64
Gd | 65
Tb | 66
Dy | 67
Ho | 68
Er | 69
Tm | 70
Yb | 71
Lu |
| 90
Th | 91
Pa | 92
U | 93
Np | 94
Pu | 95
Am | 96
Cm | 97
Bk | 98
Cf | 99
Es | 100
Fm | 101
Md | 102
No | 103
Lr |

Figura 4.5 Los siete elementos biatómicos (en rosa).

Objetivo de aprendizaje

Emplear la terminología básica de las reacciones químicas.

4.5 Bases de las reacciones químicas

Uno de los métodos clave para identificar el tipo de prueba en la escena de un crimen o en un laboratorio es el uso de reacciones químicas. Por ejemplo, cuando los detectives están intentando determinar si un polvo blanco encontrado en la mesa de una cocina es un narcótico ilegal o es un inocuo ingrediente del pan, pueden llevar a cabo una prueba de campo para determinar la presencia de drogas ilegales. Una prueba de campo requiere una pequeña cantidad de la droga sospechosa, que se mezcla con productos químicos que reaccionan con las drogas ilegales. Estas reacciones químicas con las drogas ilegales producirán compuestos coloreados, pero no ocurrirá así con la mayoría de las otras sustancias.

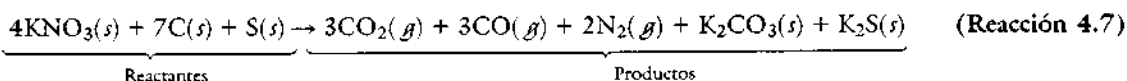


Los policías pueden hacer una identificación preliminar de drogas ilegales colocando una pequeña cantidad en un vial de reacción para una prueba de campo. Una reacción positiva se indica por la formación de un producto cuyo color iguala al mostrado en el vial, por ejemplo naranja para las anfetaminas, rojo para el cannabis (marihuana), rosa para el LSD y azul para la cocaína. (James King-Holmes/Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)

Contrariamente a lo que se puede ver en las películas de Hollywood, los detectives no prueban una sustancia para identificarla. Esta práctica pondría en peligro sus vidas y no proporcionaría realmente una prueba fiable o utilizable. Es una práctica estándar en los laboratorios prohibir no sólo la degustación de los productos químicos, sino también el consumo de alimentos o bebidas en el laboratorio debido a que podrían contaminarse con los productos químicos.

Las reacciones químicas se representan simbólicamente escribiendo una ecuación química. Los compuestos que reaccionan unos con otros se conocen en conjunto como **reactantes** y siempre están colocados en el lado izquierdo de la ecuación química. Los compuestos que se forman como resultado de la reacción se llaman **productos** y aparecen en el lado derecho de la ecuación. Una flecha separa los reactantes de los productos.

En la Reacción 4.7 se muestra la ecuación química para la detonación de una bala. Después de la fórmula de cada compuesto pueden incluirse, pero no siempre se hace, las abreviaturas de su estado físico: (*s*) = sólido, (*l*) = líquido, (*g*) = gas.



Escrita en palabras en lugar de en símbolos químicos, la Reacción 4.7 diría: “Cuatro unidades de fórmula de nitrato de potasio reaccionan con siete átomos de carbono y un átomo de azufre para formar tres moléculas de dióxido de carbono, tres moléculas de monóxido de carbono, dos moléculas de gas nitrógeno, una unidad de fórmula de carbonato de potasio y una unidad de fórmula de sulfuro de potasio”.

Recordar que la ley de la conservación de las masas indica que la masa no se crea ni se destruye durante una reacción química. Recordar también que Dalton describió una reacción química como el reagrupamiento de los átomos para formar nuevos compuestos. Si se examina con cuidado la Reacción 4.7, se verá que cada átomo que compone los reactantes está contabilizado en los productos. La clave para escribir ecuaciones químicas correctas es tener cuidado de que la reacción siga la ley de la conservación de las masas. Esto significa que las ecuaciones químicas deben estar equilibradas o *ajustadas*.

4.6 Ajuste de las ecuaciones químicas

El ajuste de una ecuación química implica la modificación de los coeficientes delante de cada compuesto. La ecuación no se puede ajustar alterando los subíndices en las fórmulas de los compuestos, pues ello cambiaría la identidad de los compuestos y crearía una representación incorrecta de la reacción. El ajuste de una ecuación química se puede hacer mediante un proceso sistemático que se resume a continuación

1. Escribir cada elemento encontrado en los reactantes en una columna debajo de los reactantes de la ecuación. Si hay oxígeno y nitrógeno, siempre se colocan al final de la lista.
2. Copiar la lista idéntica de los elementos en una columna debajo de los productos.
3. Apuntar el número de átomos de cada elemento encontrado en el lado de los reactantes. Repetir este proceso en el lado de los productos.



Objetivo de aprendizaje

Ajustar ecuaciones químicas sistemáticamente.

4. Empezar por el principio de la lista, intentar ajustar la ecuación colocando los coeficientes delante de los compuestos para aumentar el número de átomos. Nota: el coeficiente modifica el número de *todos* los átomos en un compuesto; por lo tanto, en la lista, reajustar el número de cada átomo en el compuesto.
5. Repetir hasta que todos los elementos estén equilibrados en la ecuación.

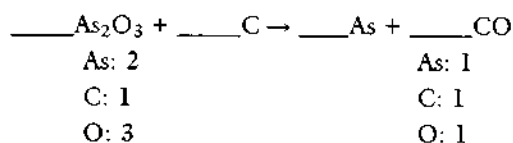
Ejemplo resuelto 13

Los compuestos de arsénico se han utilizado históricamente como venenos. Un antiguo método para detectar arsénico era la reacción del As_2O_3 con hollín (carbono) para producir arsénico metálico y monóxido de carbono. Equilibrar la siguiente ecuación:

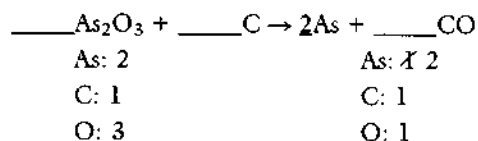


SOLUCIÓN

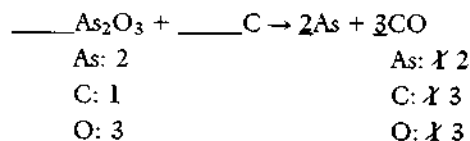
Paso 1. Hacer una lista de los elementos debajo de cada lado de la reacción. Apuntar el número de átomos de cada elemento en los dos lados de la reacción.



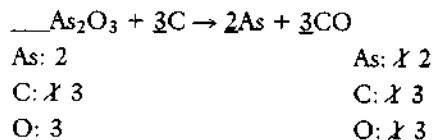
Paso 2. Equilibrar el As colocando el coeficiente 2 delante del producto As.



Paso 3. Equilibrar el O colocando el coeficiente 3 delante del producto CO. Nota: esto cambia también el número de átomos de carbono.



Paso 4. Equilibrar el C colocando el coeficiente 3 delante del reactante C.

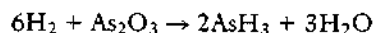


Práctica 4.13

La prueba de Marsh para el arsénico se basaba en la producción de gas arsina (AsH_3) mediante la siguiente reacción química: hidrógeno gaseoso y

óxido de arsénico(III) reaccionan para producir gas arsina y agua. Escribir la ecuación para esta reacción y equilibrarla.

RESPUESTA

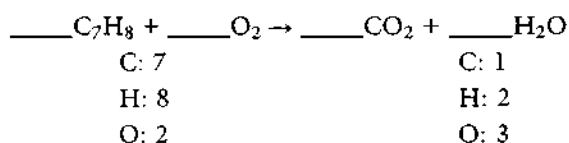


Ejemplo resuelto 14

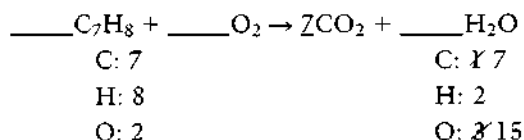
El tolueno es un componente importante en la gasolina y también se encuentra en muchos productos inflamables, tales como disolventes para pinturas, quitaesmaltes y adhesivos. Ajustar la ecuación de la reacción de combustión del tolueno (C_7H_8) con el gas oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

SOLUCIÓN

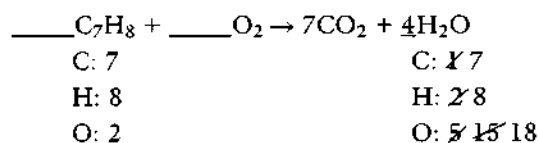
Paso 1. Escribir cada elemento debajo de cada lado de la reacción. Apuntar el número de átomos de cada elemento en los dos lados de la reacción.



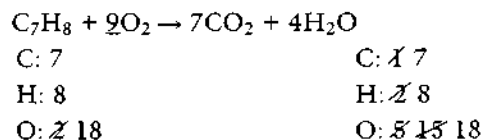
Paso 2. Equilibrar el C colocando el coeficiente 7 delante del producto CO_2 .



Paso 3. Equilibrar el H colocando el coeficiente 4 delante del producto H_2O .



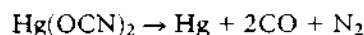
Paso 4. Equilibrar el O colocando el coeficiente 9 delante del reactante O_2 .



Práctica 4.14

El fulminato de mercurio, $\text{Hg}(\text{OCN})_2$, es un explosivo que se usa en detonadores desde 1860. El fulminato de mercurio, al detonar, forma mercurio elemental, monóxido de carbono y gas nitrógeno. Escribir y ajustar la ecuación.

RESPUESTA



4.7 Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos molares

Objetivo de aprendizaje

Determinar el peso molecular de los compuestos y realizar problemas de conversiones básicas de moles a gramos y viceversa.

Una reacción química ajustada se puede ver como una receta. En ella se especifican los ingredientes para hacer una serie de productos. Así como una receta requiere pesar una cierta cantidad de cada ingrediente, en el laboratorio es necesario saber cómo medir las cantidades adecuadas de los reactantes. Sin embargo, los átomos individuales y las moléculas que se representan en las fórmulas químicas de una ecuación son demasiado pequeños para pesarlos en una balanza de laboratorio. Se necesita un sistema para medir cantidades manejables de átomos y moléculas, que también nos dirá cuántos átomos o moléculas hay en la muestra.

Se ha concebido un sistema sencillo para relacionar la masa de un elemento o compuesto con el número de átomos o moléculas contenidos en la masa. El sistema se basa en el hecho de que la masa atómica de un elemento, expresada en gramos, contiene una cantidad conocida de átomos: $6,022 \times 10^{23}$. Este número se llama **número de Avogadro** (N_A) (por el científico que descubrió el principio) y representa un mol de una sustancia. Así como una docena representa una cantidad de 12, un mol representa una cantidad de $6,022 \times 10^{23}$. Por ejemplo, un átomo de carbono tiene una masa atómica de 12,011 amu. Esto significa que si se pesan 12,011 gramos de carbono en una balanza, esta cantidad es un mol de carbono y contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de carbono.

La masa de un mol de cualquier elemento es igual a la masa indicada para aquel elemento, en gramos, en la tabla periódica. La masa de un mol de cualquier compuesto es igual a las masas combinadas de cada componente de la fórmula. Un mol de agua (H_2O) tiene una masa de 18,015 g debido a que contiene un mol de oxígeno (15,999 g) y dos moles de hidrógeno ($2 \times 1,0079$). La Figura 4.6 muestra un mol de varios elementos y varios compuestos.



Figura 4.6 La masa de un mol de cualquier compuesto se determina sumando todas las masas molares de cada elemento del compuesto. La masa total de cada compuesto de la fotografía varía, aunque cada vaso de precipitados contiene el mismo número de moléculas o unidades de fórmula: el número de Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$), que representa un mol del compuesto. (Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc.)

Ejemplo resuelto 15

¿Cuál es la masa de los siguientes elementos?

- (a) 1,00 mol de Fe
- (b) 2,00 moles de O
- (c) 0,500 moles de Ca

SOLUCIÓN

- (a)
$$1,00 \cancel{\text{ mol Fe}} \times \frac{\overbrace{55,847 \text{ g Fe}}^{\text{De la tabla periódica}}}{1 \cancel{\text{ mol Fe}}} = 55,8 \text{ g Fe}$$
- (b)
$$2,00 \cancel{\text{ mol O}} \times \frac{\overbrace{15,999 \text{ g O}}^{\text{De la tabla periódica}}}{1 \cancel{\text{ mol O}}} = 32,0 \text{ g O}$$
- (c)
$$0,500 \cancel{\text{ mol Ca}} \times \frac{\overbrace{40,08 \text{ g Ca}}^{\text{De la tabla periódica}}}{1 \cancel{\text{ mol Ca}}} = 20,0 \text{ g Ca}$$

Práctica 4.15

¿Cuál es la masa de los siguientes elementos?

- (a) 0,750 moles de Cu
- (b) 3,00 moles de K
- (c) 2,00 moles de Al

RESPUESTA

- (a) 47,7 g de Cu
- (b) 117 g de K
- (c) 54,0 g de Al

Ejemplo resuelto 16

Calcular la masa de 1 mol de los siguientes compuestos:

- (a) As_2O_3
- (b) C_7H_8
- (c) KNO_3

SOLUCIÓN

- (a)
$$\begin{aligned} \text{masa de As} &= 2 \text{ mol} \times 74,922 \text{ g/mol} \\ + \text{masa de O} &= + 3 \text{ mol} \times 15,999 \text{ g/mol} \\ \text{masa de As}_2\text{O}_3 &= 197,841 \text{ g/mol} \end{aligned}$$
- (b)
$$\begin{aligned} \text{masa de C} &= 7 \text{ mol} \times 12,011 \text{ g/mol} \\ + \text{masa de H} &= + 8 \text{ mol} \times 1,008 \text{ g/mol} \\ \text{masa de C}_7\text{H}_8 &= 92,141 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{(c) masa de K} &= 1 \text{ mol} \times 39,098 \text{ g/mol} \\
 \text{masa de N} &= 1 \text{ mol} \times 14,007 \text{ g/mol} \\
 + \text{masa de O} &= + 3 \text{ mol} \times 15,999 \text{ g/mol} \\
 \text{masa de KNO}_3 &= 101,102 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

Práctica 4.16

Calcular la masa de 1 mol de los siguientes compuestos:

- (a) N_2
- (b) K_2CO_3
- (c) K_2S

RESPUESTA

- (a) 28,014 g/mol
- (b) 138,204 g/mol
- (c) 110,261 g/mol

En el laboratorio no es habitual que se necesite exactamente un mol de una sustancia. Lo más frecuente es medir una cantidad, sea pequeña o grande, de un reactante y entonces calcular el número de moles. El paso crítico en este cálculo es el uso de la masa o peso molecular del compuesto como factor de conversión entre gramos y moles.

Ejemplo resuelto 17

Calcular cuántos moles de cada elemento o compuesto están presentes en las siguientes masas.

- (a) 30,0 g de C
- (b) 0,575 g de As_2O_3
- (c) 85,5 g de NaCN

SOLUCIÓN

$$\text{(a) } 30,0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g}} = 2,50 \text{ moles de C}$$

$$\begin{aligned}
 \text{(b) } 0,575 \text{ g As}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol As}_2\text{O}_3}{197,841 \text{ g}} &= 0,00291 \text{ moles de As}_2\text{O}_3 \\
 &\quad \underbrace{2\text{As} \times 74,922 \text{ g/mol} + 3\text{O} \times 15,999 \text{ g/mol}}_{197,841 \text{ g}}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{(c) } 85,5 \text{ g NaCN} \times \frac{1 \text{ mol NaCN}}{49,008 \text{ g}} &= 1,74 \text{ moles de NaCN} \\
 &\quad \underbrace{1\text{Na} \times 22,990 \text{ g/mol} + 1\text{C} \times 12,011 \text{ g/mol} + 1\text{N} \times 14,007 \text{ g/mol}}_{49,008 \text{ g}}
 \end{aligned}$$

Práctica 4.17

Calcular cuántos moles de cada elemento o compuesto están presentes en las siguientes masas.

- (a) 14,5 g de CaO

- (b) 115 g de KBr
 (c) 0,822 g de $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$

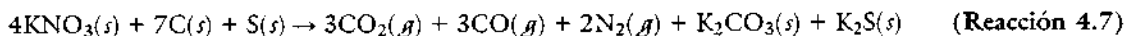
RESPUESTA

- (a) 0,259 moles de CaO
 (b) 0,966 moles de KBr
 (c) 0,00213 moles de $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$

4.8 Las matemáticas de las reacciones químicas: cálculos estequiométricos

La estequiometría es el estudio y la utilización de las ecuaciones químicas ajustadas para cuantificar la cantidad de reactantes y productos en una reacción química dada bajo unas condiciones específicas. En combinación con una ecuación química ajustada, los cálculos molares permiten determinar la cantidad máxima de un compuesto que se puede producir a partir de una cierta cantidad de reactantes. Recordemos la reacción química que tiene lugar cuando se detona una bala:

Objetivo de aprendizaje
 Usar ecuaciones químicas ajustadas para determinar la relación entre las cantidades de reactantes y de productos.



En esta ecuación los coeficientes representan la cantidad de moléculas, unidades de fórmula o átomos de los reactantes y de los productos que participan en la reacción. Pero los coeficientes también representan el número de moles de cada reactante y producto. La Reacción 4.7 se puede interpretar como “cuatro moles de unidades de fórmula de nitrato de potasio reaccionan con siete moles de carbono y un mol de azufre para producir tres moles de dióxido de carbono, tres moles de monóxido de carbono, dos moles de gas nitrógeno, un mol de carbonato de potasio y un mol de sulfuro de potasio”

Dos cálculos que se realizan frecuentemente en el laboratorio son: 1) el número de gramos de producto que se pueden obtener de un número conocido de gramos de reactante; y 2) cuántos gramos de reactante se necesitan para producir una cantidad dada de producto. Los pasos requeridos para resolver estos problemas son los mismos:

1. Convertir en moles los gramos del compuesto dado usando el peso molecular.
2. Utilizar la reacción química ajustada para encontrar el factor de conversión entre el compuesto dado y el compuesto deseado.
3. Multiplicar por el factor de conversión para obtener los moles del compuesto deseado.
4. Convertir en gramos los moles del compuesto deseado usando el peso molecular.

Este proceso se resume en la Figura 4.7.

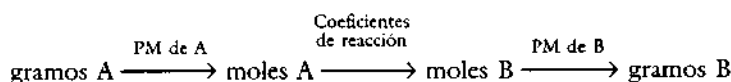
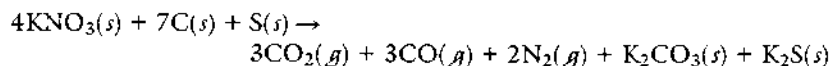


Figura 4.7 Mapa matemático para cálculos que relacionan gramos de reactante A con gramos de producto B.

Ejemplo resuelto 18

Calcular cuántos gramos de monóxido de carbono se forman cuando se consumen 10,0 g de KNO_3 en la siguiente reacción:



SOLUCIÓN

$$10,0 \text{ g KNO}_3 \xrightarrow{\text{PM KNO}_3} \text{mol KNO}_3 \xrightarrow{4:3} \text{mol CO} \xrightarrow{\text{PM CO}} \text{g CO}$$

$$10 \text{ g KNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} \times \frac{3 \text{ mol CO}}{4 \text{ mol KNO}_3} \times \frac{28,01 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 2,08 \text{ g CO}$$

Práctica 4.18

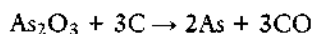
Calcular cuántos gramos de azufre se necesitan para formar 4,50 g de K_2S .

RESPUESTA

1,31 g de S

Ejemplo resuelto 19

Calcular cuántos gramos de carbono deben reaccionar para producir 0,100 g de arsénico según la reacción:



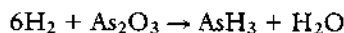
SOLUCIÓN

$$0,100 \text{ g As} \xrightarrow{\text{Masa atómica de As}} \text{mol As} \xrightarrow{2:3} \text{mol C} \xrightarrow{\text{Masa atómica de C}} \text{g C}$$

$$0,100 \text{ g As} \times \frac{1 \text{ mol As}}{74,922 \text{ g As}} \times \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol As}} \times \frac{12,011 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,0240 \text{ g C}$$

Práctica 4.19

Calcular el número de gramos de agua producidos en la siguiente prueba de Marsh asumiendo que la reacción consume 1,55 g de As_2O_3 .

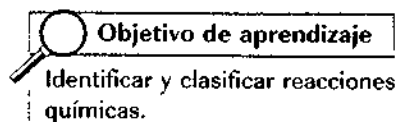


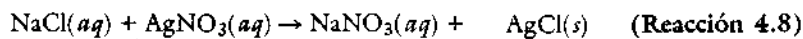
RESPUESTA

0,141 g de H_2O

4.9 Tipos de reacciones

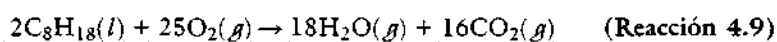
Hay varias grandes categorías para clasificar los diferentes tipos de reacciones. La primera clase son las **reacciones de precipitación**, que se pueden distinguir por la formación de un sólido a partir de dos reactantes acuosos. La abreviatura "aq", que significa *acuoso*, se utiliza en las ecuaciones para designar los reactantes que están disueltos en agua. Un ejemplo excelente de una reacción de precipitación es la formación de AgCl para descubrir huellas dactilares en superficies ásperas, como la madera:





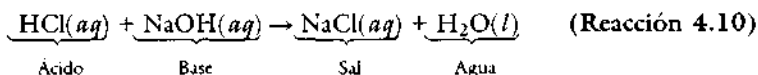
Sudor de las huellas dactilares Rociado por los investigadores Sólido blanco que se vuelve negro con la luz solar

Una segunda clase son las **reacciones de combustión**. Las más familiares se distinguen por la presencia de oxígeno gas reaccionando con un compuesto orgánico (un compuesto que contiene carbono e hidrógeno) para producir dióxido de carbono y agua. Los pirómanos usan la combustión de compuestos orgánicos inflamables, tales como queroseno, gasolina o gas de mecheros, para iniciar y mantener los fuegos que provocan. Uno de los componentes de la gasolina es el octano (C_8H_{18}), que reacciona con el oxígeno gas en una reacción de combustión según la siguiente ecuación:



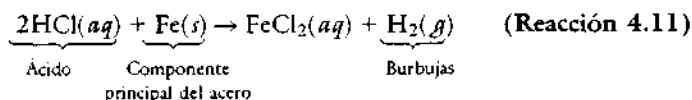
Compuesto orgánico Oxígeno gas requerido Vapor de agua Dióxido de carbono (también se pueden producir CO y C)

Las **reacciones de neutralización** se caracterizan por la reacción de un ácido con una base para producir una sal más agua. Una definición sencilla de un **ácido** es cualquier compuesto que puede liberar un ion hidrógeno, H^+ , cuando se disuelve en agua. En los ácidos comunes, normalmente el hidrógeno está el primero en la fórmula. Una definición sencilla de una **base** es cualquier compuesto que produce el ion hidróxido, OH^- , en una disolución. Las bases comunes se identifican por la presencia del ion hidróxido al final de la fórmula química. La siguiente reacción es representativa de las neutralizaciones ácido-base:



Otra clase de reacciones son las **reacciones redox**. "Redox" es la abreviatura de **reducción-oxidación**, que involucra la ganancia y pérdida de electrones entre los compuestos reactantes. La **oxidación** es la pérdida de electrones, y la **reducción** es la ganancia de electrones. Los procesos de oxidación y reducción ocurren simultáneamente.

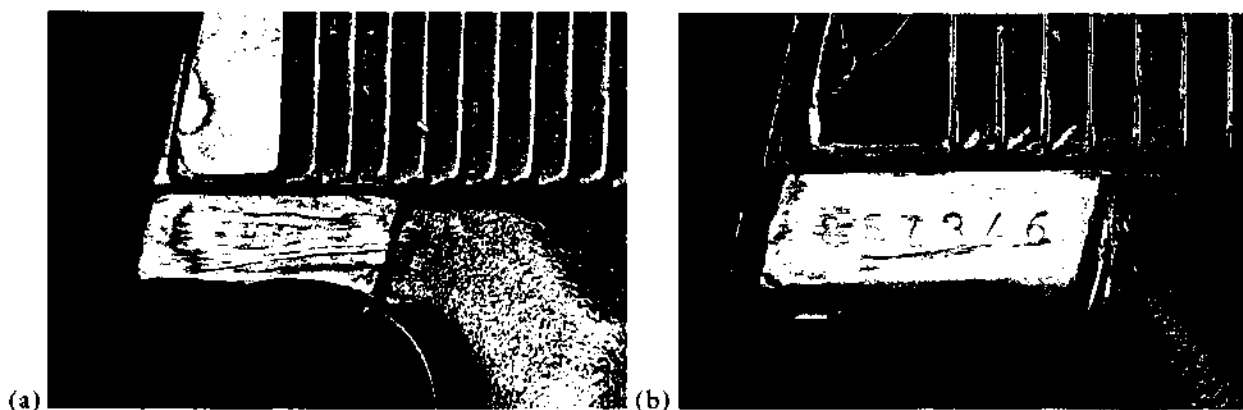
Se pueden encontrar muchas formas de reacciones redox, por ejemplo la reacción de un metal con un ácido. Este tipo particular de reacción redox se utiliza para recuperar números de serie que han sido borrados en armas de fuego o piezas de coche. El ácido reacciona con el hierro del acero para producir iones Fe^{2+} y gas hidrógeno, como en la Reacción 4.11. Los números de serie se pueden visualizar porque las burbujas de hidrógeno tienden a formarse más rápido sobre el acero que estuvo comprimido bajo de los números de serie, en comparación con el resto de la superficie. Las burbujas de gas hidrógeno se producen con la forma de los números que se han eliminado del acero. En la reacción de abajo, el $\text{Fe}(s)$ se convierte en Fe^{2+} (en el compuesto iónico FeCl_2), lo que involucra la pérdida de dos electrones que van al ion hidrógeno (H^+) para formar hidrógeno gas.



Las huellas dactilares se hacen visibles con AgCl . (David Aubrey/Corbis)



Combustión de la gasolina. (Guy Motil/Corbis)



La fotografía (a) muestra un arma de fuego con un número de serie borrado en un intento de ocultar el origen del arma. El ácido reacciona preferentemente con el hierro que está impreso en la estampación de los números de serie, restaurándolos como se muestra en la foto (b). (Cortesía de Sirchie Fingerprint Laboratories.)

Las reacciones redox también ocurren cuando una sustancia se combina con átomos de oxígeno durante una reacción. Una definición alternativa de oxidación es la ganancia de oxígeno por una sustancia. Obsérvese que las reacciones de combustión son un tipo de reacciones redox, porque el combustible reacciona con el oxígeno.

Ejemplo resuelto 20

Decir las características clave que distinguen cada uno de los tipos de reacción: precipitación, combustión, neutralización y redox.

SOLUCIÓN

Precipitación: se forma un sólido a partir de dos reactantes acuosos.

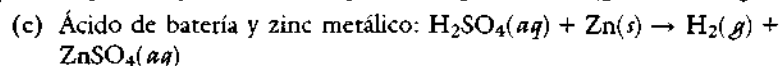
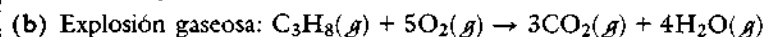
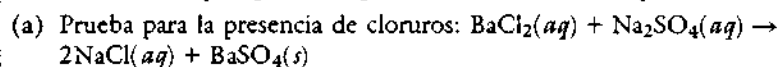
Combustión: un compuesto orgánico (carbono y hidrógeno) reacciona con el oxígeno gas para producir agua y dióxido de carbono.

Neutralización: un ácido reacciona con una base.

Redox: los reactantes ganan y pierden electrones.

Práctica 4.20

Clasificar las siguientes reacciones como neutralización, combustión, reducción-oxidación o precipitación (puede haber más de un tipo de reacción).



RESPUESTA

(a) Precipitación

(b) Combustión y reducción-oxidación

(c) Reducción-oxidación

4.10 Las matemáticas de las reacciones químicas: reactante limitante y rendimiento teórico

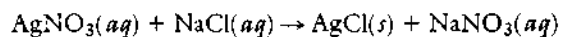
En muchos experimentos de laboratorio es habitual que al menos uno de los reactantes esté presente en una cantidad excesiva, más de lo que se podría consumir completamente por otros reactantes. Otra posibilidad es que uno de los reactantes se consuma completamente antes de que se utilicen los otros, y en ese punto la reacción se parará. El reactante que se ha consumido por completo se llama **reactante limitante** (o reactivo limitante). Es fundamental conocer qué reactante es el limitante porque la cantidad máxima de producto que teóricamente se puede producir, el **rendimiento teórico**, viene dada por el reactante limitante. Los bomberos utilizan este mismo concepto cuando van a apagar un fuego. El objetivo del bombero es prevenir que cualquier combustible u oxígeno adicional quede al alcance de las llamas. Cuando los bomberos tienen éxito, el fuego se apaga una vez que el combustible existente o el oxígeno se han consumido.

Los cálculos del reactante limitante son modificaciones de los problemas estequiométricos que vimos anteriormente en este capítulo. La esencia del cálculo del reactante limitante es empezar con una masa de un reactante (no importa el que se elija) y calcular si el otro está presente en cantidad suficiente para reaccionar por completo con la primera sustancia. Una vez que se ha determinado el reactante limitante es fácil calcular el rendimiento teórico de la reacción para un producto dado. Hay muchas maneras de resolver problemas de reactante limitante. El método que aquí presentamos combina la determinación del reactante limitante con la determinación del rendimiento teórico de la reacción.

1. Determinar el producto de interés en el problema.
2. Convertir los gramos de cada reactante en gramos del producto de interés (esto implica realizar dos cálculos estequiométricos separados).
3. La menor cantidad calculada anteriormente es el rendimiento teórico del producto producido por el reactante limitante.

Ejemplo resuelto 21

El análisis *post mortem* de los fluidos corporales puede proporcionar pistas para la investigación. Por ejemplo, bajas concentraciones séricas de cloruro pueden indicar que la víctima vomitó reiteradamente, tuvo diarrea o sufrió una insuficiencia cardíaca congestiva. La presencia de Cl^- se puede determinar por la formación de $\text{AgCl}(s)$ según la reacción de abajo. Determinar la cantidad teórica de AgCl que se puede formar si una disolución que contiene 0,10 g de NaCl se mezcla con otra disolución que contiene 0,10 g de AgNO_3 .



SOLUCIÓN

El AgCl es el producto de interés.

Objetivo de aprendizaje

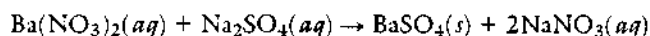
Aplicar la estequiometría para resolver problemas de reactante limitante.

$$\begin{aligned}
 &\text{Reactante 1: } 0,10 \text{ g NaCl} \rightarrow \text{moles NaCl} \rightarrow \text{moles AgCl} \rightarrow \text{g AgCl} \\
 &0,10 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,443 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \\
 &\quad \times \frac{143,321 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,25 \text{ g AgCl} \\
 &\text{Reactante 2: } 0,10 \text{ g AgNO}_3 \rightarrow \text{moles AgNO}_3 \rightarrow \text{moles AgCl} \rightarrow \text{g AgCl} \\
 &0,10 \text{ g AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,872 \text{ g AgNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \\
 &\quad \times \frac{143,321 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0,084 \text{ g AgCl}
 \end{aligned}$$

El nitrato de plata es el reactante limitante debido a que se utilizaría por completo para producir 0,084 g de cloruro de plata. El cloruro de sodio es el reactante en exceso puesto que hay suficiente para obtener 25 g de cloruro de plata; sin embargo, no hay suficiente nitrato de plata.

Práctica 4.21

La presencia del ion sulfato se puede detectar en la orina por su precipitación con el ion bario para producir sulfato de bario. Determinar el reactante limitante y el rendimiento teórico del sulfato de bario si una disolución que contiene 1,60 g de sulfato de sodio se mezcla con otra disolución que contiene 2,40 g de nitrato de bario.



RESPUESTA

El reactante limitante es el nitrato de bario y el rendimiento teórico es 2,14 g de BaSO_4 .

Análisis de las pruebas | Espectrofotometría

Un método para detectar la presencia y la cantidad de compuestos en una muestra es una versátil técnica de laboratorio llamada **espectrofotometría**. Este método se basa en la absorción de la luz cuando ésta atraviesa una disolución que contiene moléculas de la sustancia a analizar. La luz blanca incluye todos los colores del espectro (el arco iris). Algunas moléculas tienen la capacidad de absorber ciertos colores de la luz. Por ejemplo, el colorante Azul FD&C N°1, mostrado en la Figura 4.8, confiere su color azul al preparado *Kool-Aid* de frambuesa. Cuando la luz blanca choca con una molécula del colorante, la molécula absorbe la luz naranja y la luz roja. El resto de la luz pasa a través de la disolución y crea el color azul que se observa. La absorción de la luz se debe a que en la molécula del colorante los electrones absorben la energía de

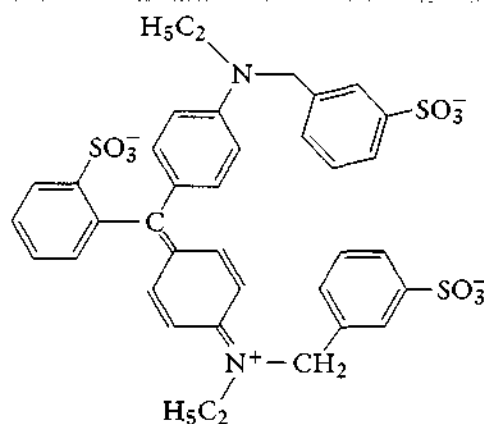


Figura 4.8 Colorante Azul FD&C N°1.

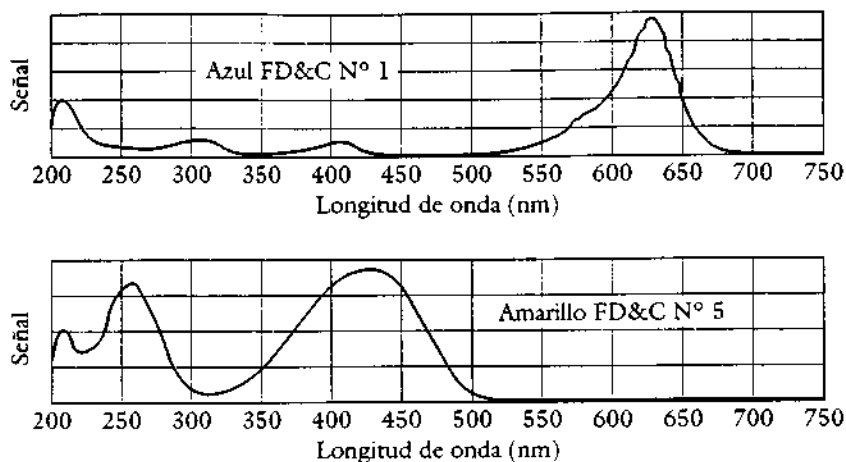


Figura 4.9 Espectro de absorción de los colorantes Azul FD&C N°1 y Amarillo FD&C N°5.

ciertas frecuencias de la luz y pasan de un nivel inferior de energía a otro más elevado.

Una sustancia desconocida, de momento, se puede identificar midiendo la longitud de onda de la luz que se absorbe, lo que se conoce como *espectro de absorción*, cuando una disolución que contiene el compuesto desconocido se coloca en un espectrofotómetro. En la Figura 4.9 se muestra el espectro de absorción de los colorantes Azul FD&C N°1 y Amarillo FD&C N°5. Los dos absorben claramente distintas longitudes de onda de luz y son sustancias diferentes.

La función más importante de la espectrofotometría en el laboratorio criminal es determinar la cantidad de un compuesto disuelto en una disolución. Se sabe que si se disuelve $\frac{1}{4}$ de paquete de frambuesa azul *Kool-Aid* en 2 litros de agua, la disolución tendrá un color mucho más claro que si se disolvieran cuatro paquetes de *Kool-Aid*. La disolución más concentrada sería de un azul mucho más oscuro porque habría más moléculas de colorante en el mismo volumen de disolución. Cuanto más alta es la concen-

tración de un compuesto, menos luz deja pasar a través de la disolución, y ésta es más oscura (ver la Figura 4.10). Este fenómeno permite determinar la cantidad de colorante que hay en el agua midiendo la cantidad de luz que atraviesa una disolución y comparándola con disoluciones con concentraciones conocidas.

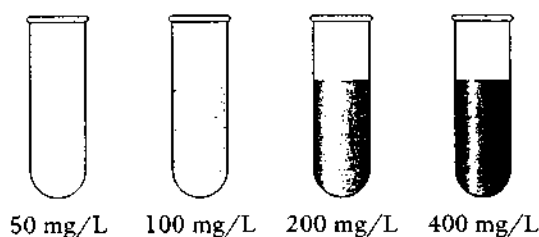
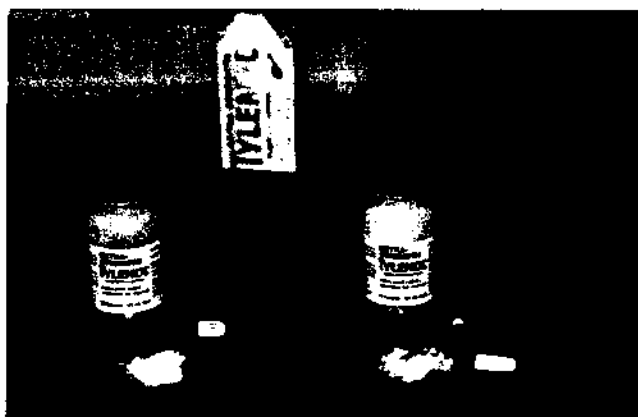


Figura 4.10 La cantidad de un compuesto coloreado disuelto en una disolución se puede medir directamente comparando la cantidad de luz que absorbe con la cantidad de luz absorbida por una serie de disoluciones de concentraciones conocidas.



4.11 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Un dolor de cabeza asesino

Richard Keyworth, un bombero de Elk Grove Village, Illinois, paró en el parque de bomberos para ver sus correos electrónicos una mañana de 1982. Mientras estaba allí, oyó hablar del extraño caso de una niña de 12 años, llamada Mary Kellerman, que murió de una aparente apoplejía. Esto parecía muy inusual: una niña de 12 años de edad no suele



A la izquierda se muestra una cápsula normal de *Tylenol* y a la derecha una cápsula rellena de cianuro. (Bettmann/Corbis)

sufrir una apoplejía. Esa noche Richard recibió una llamada de Lt. Philip Cappitelli, un íntimo amigo de su departamento de bomberos de Arlington Heights. Philip tenía curiosidad sobre el caso de Mary Kellerman, ya que un miembro de su familia había trabajado con la madre de Mary, y quería saber si Richard había oído algún detalle. Durante su conversación, Philip mencionó otro caso extraño que había ocurrido en Arlington Heights, cuando tres miembros de una familia habían muerto misteriosamente la misma noche.

Richard no conocía todos los detalles del caso de Mary Kellerman, sólo lo que había oído, por lo que paró de nuevo en el parque de bomberos de Elk Grove Village y recibió el informe de Philip. Cuando los dos hombres hablaron de ello, los síntomas parecían coincidir con lo que ocurrió en casa de los Janus. ¿Cómo podía ser? El informe del caso Kellerman indicaba que Mary tenía un leve resfriado y tomó un *Tylenol Extra Fuerte* antes de que la encontraran inconsciente en el suelo del baño. Richard se preguntaba en voz alta si el *Tylenol* podría tener algo que ver. Ninguno de los dos sabía nada del bote de *Tylenol* de los Janus. Comunicaron sus sospechas al Dr. Thomas Kim, del Northwest Community Hospital. El Dr. Kim sabía que los miembros de la familia Janus habían tomado todos *Tylenol*. Cuando escuchó que una niña de 12 años de un barrio cercano había muerto también misteriosamente después de haber tomado la misma medicina, inmediatamente lo notificó a la policía. En seguida todo el mundo supo que, de alguna manera, alguien había envenenado el *Tylenol*.

Los síntomas fueron diagnosticados rápidamente por un centro de control de venenos y la noticia se hizo pública. Personas inocentes estaban muriendo por ingerir un sencillo compuesto iónico: cianuro de sodio. Todo el *Tylenol* del área metropolitana de Chicago se retiró de las tiendas, y se recomendó a la gente que aún no lo había utilizado que lo entregara a la policía. Los científicos forenses analizaron cada cápsula de *Tylenol* de la región. Finalmente, siete personas del área de Chicago habían muerto por envenenamiento con cianuro.

Una dosis letal de cianuro de sodio o cianuro de potasio, las dos formas más comunes del cianuro, se estima entre 100 y 300 mg, y la muerte puede ocurrir en cuestión de minutos. Existe un antídoto para el envene-

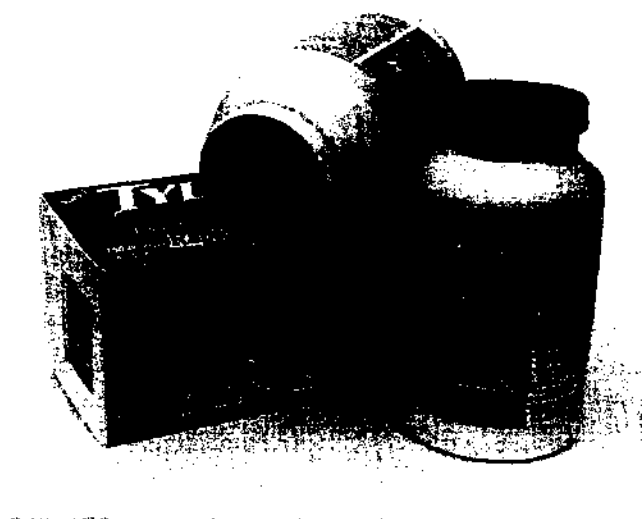


Figura 4.11 *Tylenol* con precinto de seguridad. (Elyse Rieder)

namiento con cianuro, pero si no se administra rápidamente, el cianuro ya ha producido un daño en el cuerpo demasiado grande para revertirlo. El cianuro interfiere en el sistema respiratorio de una persona e impide que el cuerpo utilice el oxígeno.

Cuando el cianuro de sodio o de potasio se disuelve en agua forma una disolución incolora que no absorbe la luz visible. Sin embargo, el cianuro reacciona con la piridina y la piralozona (dos moléculas orgánicas grandes) para producir una molécula de color azul con la fórmula $C_{25}H_{24}N_4O_2$. La concentración de la disolución se puede medir entonces con un espectrofotómetro. Comparando con disoluciones conocidas la intensidad del color producido por una disolución que contenga una cantidad desconocida de cianuro, es posible determinar la cantidad de cianuro en la muestra desconocida.

A principios de 1980 empezaron a aparecer muchas imitaciones de productos de consumo, lo cual llevó a estrictas regulaciones sobre seguridad en la venta de productos. Como resultado directo de la manipulación, McNeil Consumer Products, una filial de Johnson & Johnson, dejó de fabricar cápsulas de polvo granulado de *Tylenol* y en su lugar limitó las ventas a tabletas prensadas. En respuesta a la falsificación de sus productos, Johnson & Johnson también introdujo un sistema de triple cierre de seguridad (Figura 4.11), que consistía en una caja pegada, un frasco de plástico con precinto y un sello de aluminio.

Los compuestos de cianuro no están disponibles para el público en general. Sin embargo, pueden tener acceso a ellos las personas que trabajan en el manufacturado de productos fotográficos, chapado de metal, producción de polímeros, laboratorios de investigación y minería. La policía determinó que la persona o personas responsables habían colocado las cápsulas llenas de cianuro en gran parte del área metropolitana de Chicago, pero no fueron capaces de elaborar una teoría lo suficientemente sólida para realizar ninguna detención. El caso permanece sin resolver.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Las columnas de la tabla periódica se llaman grupos o familias. Los elementos dentro de un grupo experimentan reacciones químicas similares. Los grupos se numeran del 1 al 18 de izquierda a derecha, pero algunos también tienen nombres comunes tales como metales alcalinos, metales alcalinotérreos, halógenos y gases nobles.
- Las filas de la tabla periódica se llaman periodos y se numeran del 1 al 7. Los únicos periodos con nombres comunes son los lantánidos y los actínidos, que forman los metales de transición internos localizados por debajo del cuerpo principal de la tabla periódica.
- Los compuestos iónicos consisten en dos iones cargados opuestamente. El catión tiene una carga positiva que resulta cuando un átomo pierde por lo menos un electrón. El anión tiene una carga negativa que resulta cuando un átomo gana al menos un electrón. Los metales tienden a formar cationes; los no metales tienden a formar aniones.
- Los compuestos iónicos tienden a tener puntos de fusión elevados y forman estructuras rígidas. La fuerza de atracción entre iones está directamente relacionada con la magnitud de sus cargas.
- Los compuestos iónicos se denominan con el nombre del anión primero, con la terminación “-uro”, seguido de la preposición “de” y el nombre del catión. Si el catión no tiene una carga iónica previsible, se usan números romanos para indicar la carga.
- Los compuestos covalentes se producen cuando dos átomos no metálicos forman un enlace compartiendo electrones. Las fórmulas de los compuestos covalentes no se pueden predecir. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento en el compuesto se indica con prefijos en el nombre.
- La capacidad de un átomo de atraer electrones hacia su núcleo cuando está unido a otro átomo se llama electronegatividad. La electronegatividad de los elementos aumenta de abajo arriba en un grupo y de izquierda a derecha en un periodo.
- Las ecuaciones químicas son un método taquigráfico para comunicar información sobre una reacción de manera rápida, eficaz y clara. El coeficiente delante de cada compuesto en una reacción química se usa para ajustar la ecuación.
- Un mol de cualquier compuesto es igual a la masa molecular de la sustancia expresada en gramos, y contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.
- Las reacciones se pueden clasificar en grupos según los tipos de sustancias de la reacción y cómo reaccionan. Los tipos de reacciones comunes son la precipitación, la combustión, la neutralización y las reacciones redox. Una reacción dada se puede incluir en varias clasificaciones.
- Un reactante limitante es el que en una reacción se consume por completo, dejando una cantidad en exceso de uno o más de los otros reactantes. La determinación del reactante limitante es importante porque controla la cantidad máxima de un producto que se puede conseguir.
- La concentración de un compuesto en una disolución se puede cuantificar determinando la cantidad de luz que atraviesa una muestra y la cantidad de luz que absorbe la disolución.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|---------------------------------------|---------------------------------|------------------------------------|-----------------------------|
| Grupo, p. 94 | Ion, p. 97 | Reactante, p. 113 | Base, p. 121 |
| Familia, p. 94 | Catión, p. 97 | Producto, p. 113 | Reacción redox, p. 121 |
| Metales alcalinos, p. 95 | Anión, p. 97 | Coeficiente, p. 113 | Oxidación, p. 121 |
| Metales alcalinotérreos, p. 95 | Enlace iónico, p. 97 | Número de Avogadro, p. 116 | Reducción, p. 121 |
| Metales de transición, p. 95 | Ion monoatómico, p. 104 | Mol, p. 116 | Reactante limitante, p. 123 |
| Halógenos, p. 95 | Ion poliatómico, p. 104 | Estequiometría, p. 119 | Rendimiento teórico, p. 123 |
| Gases nobles, p. 95 | Retículo cristalino, p. 105 | Reacción de precipitación, p. 120 | Espectrometría, p. 124 |
| Periodo, p. 95 | Punto de fusión, p. 106 | Reacción de combustión, p. 121 | |
| Metales de transición internos, p. 95 | Enlace covalente, p. 107 | Reacción de neutralización, p. 121 | |
| Compuestos iónicos, p. 97 | Electronegatividad, p. 109 | Ácido, p. 121 | |
| | Sal, p. 111 | | |
| | Alcohol desnaturalizado, p. 111 | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

Gerber, S.M., and R. Saferstein, *More Chemistry and Crime*, Washington D.C.: American Chemical Society, 1997.

Para más información sobre las muertes por *Tylenol* hay muchos artículos en el *Chicago Tribune* desde el 10/01/82 hasta el 10/06/82. También puede

consultarse www.crimelibrary.com/terrorists_spies/terrorists/Tylenol_murders/

Para información forense en otros casos de muerte por envenenamiento puede encontrarse información en Internet sobre diferentes casos judiciales titulados *George James Trepal vs. State of Florida*.

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Questiones

1. Hacer un esquema de la tabla periódica y señalar las siguientes zonas: metales alcalinos, metales alcalinotérreos, metales de transición, halógenos y gases nobles. (4.1)
2. ¿Qué elementos tienden a formar cationes? ¿Qué elementos tienden a formar aniones? ¿Dónde están localizados estos grupos de elementos en la tabla periódica? (4.2)
3. ¿Qué tienen en común los elementos de un mismo grupo? (4.1)
4. ¿Qué le pasa a un átomo cuando se convierte en un catión? ¿Y en un anión? (4.2)
5. ¿Qué es un ion monoatómico? Poner diferentes ejemplos. (4.2)
6. ¿Qué es un ion poliatómico? Poner diferentes ejemplos. (4.2)
7. ¿Cómo afecta la naturaleza del retículo cristalino al punto de fusión de un sólido? (4.2)
8. ¿Por qué el MgS tiene un punto de fusión mucho más alto que el NaF ? (4.2)
9. ¿Cómo comparten electrones dos átomos? (4.3)
10. ¿Qué tipo de elementos forman compuestos covalentes? (4.3)
11. ¿Qué es la electronegatividad y cómo afecta en los enlaces covalentes? (4.3)
12. Muchos compuestos tienen nombres comunes que se usan habitualmente. Elegir dos ejemplos y decir el nombre común, el nombre científico y la fórmula. (4.4)
13. ¿Cuál es la importancia de una ecuación química ajustada? (4.5)
14. Cuando se ajusta una ecuación química, ¿por qué es importante cambiar los coeficientes de los compuestos, pero no el subíndice, en las fórmulas de los compuestos? (4.6)
15. ¿Por qué es necesario el concepto de mol? (4.7)

16. ¿Cuáles son las principales características de las reacciones de precipitación, combustión, neutralización y redox? (4.9)
17. ¿Por qué es necesario determinar el reactante limitante en las reacciones químicas? (4.10)
18. En un experimento de laboratorio raramente se obtiene el rendimiento teórico calculado de una reacción. ¿Se puede pensar en algo que pueda disminuir el rendimiento real a un valor menor que el rendimiento teórico? (4.10)
19. ¿Por qué una disolución que contiene más cantidad de colorante Rojo FD&C N° 40 tiene un color más oscuro que una disolución que contiene menos cantidad?
20. El cianuro de sodio, cuando está disuelto en agua, forma una disolución incolora que no absorbe la luz visible. ¿Qué se puede hacer experimentalmente con la disolución para poder usar la luz visible en la determinación de la cantidad de cianuro con un espectrofotómetro?

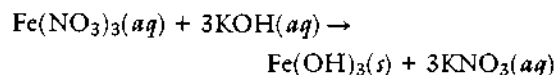
Problemas

21. Identificar todos los halógenos de las siguientes cuatro series de elementos. Escribir "no" si no hay halógenos. (4.1)
 - (a) Cl, P, Al, I, Mg, Rb, Cr.
 - (b) Ge, Os, Y, Ca, K, O, Br.
 - (c) Ga, Mn, Cr, Sr, Li, Na, Ne.
 - (d) Cu, O, F, Ar, N, W, S.
22. Identificar todos los alcalinotérreos de las siguientes cuatro series de elementos. Escribir "no" si no hay alcalinotérreos. (4.1)
 - (a) Cl, P, Al, I, Mg, Rb, Cr.
 - (b) Ge, Os, Y, Ca, K, O, Br.
 - (c) Ga, Mn, Cr, Sr, Li, Na, Ne.
 - (d) Cu, O, F, Ar, N, W, S.

23. Identificar el grupo, el nombre del grupo (si tiene) y el periodo de los siguientes elementos. (4.1)
- (a) Mn
 - (b) Cr
 - (c) As
 - (d) Pb
24. Identificar el grupo, el nombre del grupo (si tiene) y el periodo de los siguientes elementos. (4.1)
- (a) Li
 - (b) Cl
 - (c) S
 - (d) Au
25. Identificar los siguientes elementos. (4.1)
- (a) Periodo 6, Grupo 12
 - (b) Halógeno, Periodo 3
 - (c) Gas noble, Periodo 2
 - (d) Periodo 4, Grupo 16
26. Identificar los siguientes elementos. (4.1)
- (a) Periodo 5, Grupo 7
 - (b) Metal alcalino, Periodo 3
 - (c) Periodo 5, Grupo 16
 - (d) Periodo 3, Grupo 13
27. Usando la tabla periódica como guía, determinar la carga que tendrán los siguientes átomos en un compuesto iónico. Indicar como "múltiple" cualquier átomo que pueda tener habitualmente más de una carga. (4.2)
- (a) Ca
 - (b) P
 - (c) Br
 - (d) Ag
28. Usando la tabla periódica como guía, determinar la carga que tendrán los siguientes átomos en un compuesto iónico. Indicar como "múltiple" cualquier átomo que pueda tener habitualmente más de una carga. (4.2)
- (a) S
 - (b) N
 - (c) Na
 - (d) Fe
29. Escribir las fórmulas de los compuestos iónicos que se formarán con los siguientes iones. (4.2)
- (a) Ion magnesio y ion cloruro.
 - (b) Ion litio y ion fluoruro.
 - (c) Ion aluminio y ion óxido.
 - (d) Ion zinc y ion yoduro.
30. Escribir las fórmulas de los compuestos iónicos que se formarán con los siguientes iones. (4.2)
- (a) Ion calcio y ion fósforo.
 - (b) Ion bario y ion óxido.
 - (c) Ion aluminio y ion bromuro.
 - (d) Ion cadmio y ion fluoruro.
31. ¿Cuáles son la fórmula y la carga de los siguientes iones poliatómicos? (4.2)
- (a) Ion nitrato.
 - (b) Ion hidróxido.
 - (c) Ion cianuro.
 - (d) Ion fosfato.
32. ¿Cuáles son la fórmula y la carga de los siguientes iones poliatómicos? (4.2)
- (a) Ion amonio.
 - (b) Ion acetato.
 - (c) Ion carbonato.
 - (d) Ion sulfato.
33. ¿Cuál es la fórmula de los compuestos formados con los siguientes iones? (4.2)
- (a) Ion amonio y ion acetato.
 - (b) Ion sodio y ion carbonato.
 - (c) Ion magnesio y ion fosfato.
 - (d) Ion litio y ion permanganato.
34. ¿Cuál es la fórmula de los compuestos formados con los siguientes iones? (4.2)
- (a) Ion calcio y ion carbonato.
 - (b) Ion bario y ion hidróxido.
 - (c) Ion estroncio y ion cianuro.
 - (d) Ion berilio y ion nitrato.
35. Determinar la carga del catión en los siguientes compuestos iónicos. (4.2)
- (a) FeCl_3
 - (b) CoSO_4
 - (c) CuF_2
 - (d) CrS
36. Determinar la carga del catión en los siguientes compuestos iónicos. (4.2)
- (a) FeO
 - (b) CoPO_4
 - (c) CuNO_3
 - (d) Cr(CN)_3
37. Decir el nombre de los siguientes compuestos iónicos. (4.2)
- (a) CaS
 - (b) Mg_3N_2
 - (c) LiF
 - (d) Al(OH)_3
38. Decir el nombre de los siguientes compuestos iónicos. (4.2)
- (a) Na_2S
 - (b) $\text{Ba(NO}_3)_2$
 - (c) BaCl_2
 - (d) KBr

39. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (4.2)
(a) FeCl_3
(b) CoSO_4
(c) CuF_2
(d) CrS
40. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (4.2)
(a) FeO
(b) CoPO_4
(c) CuNO_3
(d) $\text{Cr}(\text{CN})_3$
41. Decir el nombre de los siguientes compuestos covalentes. (4.3)
(a) SF_6
(b) CCl_4
(c) NF_3
(d) PCl_5
42. Decir el nombre de los siguientes compuestos covalentes. (4.3)
(a) PCl_3
(b) CO_2
(c) OF_2
(d) SO_2
43. Escribir la fórmula correcta de los siguientes compuestos covalentes. (4.3)
(a) Dicloruro de diazufre.
(b) Pentasulfuro de dinitrógeno.
(c) Tetrafluoruro de azufre.
(d) Trióxido de azufre.
44. Escribir la fórmula correcta de los siguientes compuestos covalentes. (4.3)
(a) Pentacloruro de fósforo.
(b) Triyoduro de difósforo.
(c) Monofluoruro de bromo.
(d) Octóxido de tribromo.
45. Escribir la ecuación química que corresponde a la siguiente descripción: tres moles de cianuro de sodio reaccionan con un mol de nitrato de hierro(III) para formar un mol de cianuro de hierro(III) y tres moles de nitrato de sodio. (4.5)
46. Escribir la ecuación química que corresponde a la siguiente descripción: un mol de calcio metálico reacciona con dos moles de agua para formar un mol de hidróxido de calcio y un mol de hidrógeno gas.
47. Ajustar las siguientes ecuaciones. (4.6)
(a) $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{NaCl}$
(b) Sulfuro de sodio + nitrato de hierro(II) $\rightarrow$ nitrato de sodio + sulfuro de hierro(II)
(c) $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
(d) Acetato de calcio + hidróxido de potasio $\rightarrow$ acetato de potasio + hidróxido de calcio
48. Ajustar las siguientes ecuaciones. (4.6)
(a) $\text{AgNO}_3 + \text{LiBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{LiNO}_3$
(b) Cloruro de amonio + permanganato de potasio $\rightarrow$ permanganato de amonio + cloruro de potasio
(c) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
(d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{agua} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
49. ¿Cuántos moles de cada sustancia hay en las siguientes cantidades? (4.7)
(a) 15,0 g de AgNO_3
(b) 0,141 g de C_3H_8
(c) 100,0 g de nitrato de hierro(II)
(d) 1,04 g de CO_2
50. ¿Cuántos moles de cada sustancia hay en las siguientes cantidades? (4.7)
(a) 32,0 g de CuNO_3
(b) 150,0 g de Ca
(c) 3,58 g de O_2
(d) 14,45 g de flúor gas
51. ¿Cuál es la masa en gramos de las siguientes cantidades de sustancias? (4.7)
(a) 2,00 moles de N_2O_3
(b) 0,750 moles de cloro gas
(c) 1,24 moles de óxido de hierro(II)
(d) 3,25 moles de $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$
52. ¿Cuál es la masa en gramos de las siguientes cantidades de sustancias? (4.7)
(a) 0,0525 moles de KBr
(b) 0,126 moles de NH_3
(c) 1,00 mol de trióxido de azufre
(d) 0,667 moles de hexafluoruro de azufre
53. Calcular el número de gramos de sulfato de bario que se produce si 10,0 g de cloruro de bario reaccionan completamente según la reacción: (4.8)
 $\text{BaCl}_2(aq) + \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{NaCl}(aq) + \text{BaSO}_4(s)$
54. Calcular el número de gramos de sulfato de sodio consumidos si se producen 57,5 g de sulfato de bario según la reacción: (4.8)
 $\text{BaCl}_2(aq) + \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{NaCl}(aq) + \text{BaSO}_4(s)$
55. Calcular el número de gramos de cloruro de sodio producidos si 75,3 g de cloruro de bario reaccionan completamente según la reacción: (4.8)
 $\text{BaCl}_2(aq) + \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{NaCl}(aq) + \text{BaSO}_4(s)$

56. Calcular el número de gramos de propano (C_3H_8) consumidos si se producen 17,7 g de agua según la reacción: (4.8)
- $$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$
57. Calcular el número de gramos de dióxido de carbono producidos si se consumen 25,0 g de propano (C_3H_8) según la reacción: (4.8)
- $$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$$
58. Identificar el tipo de reacción química según las definiciones siguientes: (4.9)
- La explosión de la pasada noche en la terminal de ferrocarriles estuvo relacionada con una pequeña fuga en el tanque que contenía combustible diesel.
 - Si el pH de una piscina está por encima de 8,0, añadir ácido muriático para bajarlo.
 - El dióxido de carbono de la atmósfera reaccionará con el hidróxido de sodio concentrado para formar un carbonato soluble.
 - Aviso: el líquido limpiador de neumáticos de banda blanca no se debería utilizar en metales porque contiene ácido fluorhídrico.
59. Identificar el tipo de reacción química según las definiciones siguientes: (4.9)
- El hidrógeno gas se genera por la acción del ácido clorhídrico sobre el zinc metálico.
 - El algodón pólvora es una fibra de celulosa nitrada que casi no deja cenizas después de su ignición.
 - Las huellas dactilares se pueden visualizar pulverizando una disolución diluida de nitrato de plata sobre una huella dactilar que contiene el ion cloruro. La reacción resultante forma cloruro de plata sólido.
 - Tomar dos cucharaditas de suspensión de óxido de magnesio para los episodios ocasionales de reflujo ácido.
60. Determinar el reactante limitante y el rendimiento teórico del $Fe(OH)_3$ para la siguiente reacción, dada una disolución que contenga 15,0 g de $Fe(NO_3)_3$ y 15,0 g de KOH. (4.10)
- $$Fe(NO_3)_3(aq) + 3KOH(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3KNO_3(aq)$$
61. Determinar el reactante limitante y el rendimiento teórico del $Fe(OH)_3$ para la siguiente reacción, dada una disolución que contenga 75,0 g de $Fe(NO_3)_3$ y 25,0 g de KOH. (4.10)



Problemas de química forense

62. Todos los siguientes iones se pueden encontrar en las huellas dactilares: Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , Br^- , NO_3^- . (4.2)
- Decir el nombre de cada ion.
 - ¿Cuántos compuestos iónicos diferentes se pueden formar con estos iones? Escribir el nombre y la fórmula de cada compuesto posible.
63. El yodo, el fósforo y el litio metálico se pueden encontrar en su estado elemental en laboratorios de drogas ilegales. ¿Qué número de grupo, qué nombre de grupo (si tiene) y qué periodo corresponden a cada uno de estos elementos? (4.1)
64. Calcular el número de gramos de monóxido de carbono producidos en la detonación de 200,0 g de TNT ($C_7H_5N_3O_6$) según la siguiente reacción: (4.8)
- $$2C_7H_5N_3O_6(s) \rightarrow 12CO(g) + 5H_2(g) + 3N_2(g) + 2C(s)$$
65. Calcular el número de gramos de nitrógeno gas producidos en la detonación de 125,0 g de TNT ($C_7H_5N_3O_6$) según la siguiente reacción: (4.8)
- $$2C_7H_5N_3O_6(s) \rightarrow 12CO(g) + 5H_2(g) + 3N_2(g) + 2C(s)$$
66. Calcular el número de gramos de explosivo militar C4 ($C_3H_6N_6O_6$) detonado si el resultado de la detonación produce 247,4 g de monóxido de carbono gas. (4.8)
- $$C_3H_6N_6O_6(s) \rightarrow 3CO(g) + 3H_2O(g) + 3N_2(g)$$
67. Calcular el número de gramos de explosivo militar C4 ($C_3H_6N_6O_6$) detonado si el resultado de la detonación produce 117,4 g de monóxido de carbono gas. (4.8)
- $$C_3H_6N_6O_6(s) \rightarrow 3CO(g) + 3H_2O(g) + 3N_2(g)$$
68. En la prueba de Marsh para el arsénico, ¿por qué es imperativo que el gas hidrógeno sea el reactivo en exceso y el As_2O_3 el reactante limitante? La reacción inicial es: (4.10)
- $$6H_2 + As_2O_3 \rightarrow AsH_3 + H_2O$$
69. El análisis de cianuro se realiza usando un espectrofotómetro. Sin embargo, el ojo humano es muy sensible a los cambios de color. Estimar la concentración de cianuro en la siguiente

disolución basada en las disoluciones de concentraciones conocidas de la Figura 4.10. (AP)



Desconocido

Problemas de casos en estudio

70. Una prueba que los investigadores buscaron en el caso de envenenamiento por *Tylenol* fueron las huellas dactilares. ¿Cómo podrían vincular los detectives las huellas dactilares con el asesino que mezcló *Tylenol* con cianuro? Pista: un gran número de personas de la fábrica de producción, de la tienda donde se vendió el *Tylenol*, posibles clientes, etc., podrían haber tocado el *Tylenol*. Considerar dónde se podrían encontrar sus huellas dactilares y cómo se podría identificar al asesino. (Las huellas dactilares del asesino nunca se encontraron.) (CE)
71. George Trepal fue condenado y sentenciado a muerte por el envenenamiento de un vecino con el compuesto venenoso nitrato de talio(I) introducido dentro de las botellas de soda. Se encontró una botella de nitrato de talio(I) en su garaje. Si se hubiera usado otra sal de talio(I) (cloruro o sulfato), Trepal podría reclamar su inocencia. Las muestras de la soda manipulada se enviaron al laboratorio para su análisis. Un método preliminar para detectar la presencia del ion cloruro es añadir nitrato de plata, porque forma un precipitado con el ion cloruro. Escribir una ecuación ajustada para la reacción del cloruro de talio(I) con el nitrato de plata para producir nitrato de talio(I) y cloruro de plata. Si una muestra contiene 0,54 g de cloruro de talio(I) y 1,18 g de nitrato de plata, determinar el reactante limitante y el rendimiento teórico del cloruro de plata. (4.10)
72. El caso Trepal continuó con la determinación del ion sulfato añadiendo cloruro de bario, que forma un precipitado del ion sulfato. Escribir una ecuación química ajustada para la reacción del sulfato de talio(I) con el cloruro de bario para producir cloruro de talio(I) y sulfato de bario. Si una muestra contiene 4,06 g de sulfato de talio(I) y 4,41 g de cloruro de bario, determinar el reactante limitante y el rendimiento teórico del sulfato de bario. (4.10)

CAPÍTULO 5

Propiedades de las disoluciones I: Disoluciones acuosas

CASO EN ESTUDIO:

Apocalipsis acuático

- 5.1 Disoluciones acuosas
- 5.2 El proceso de disolución
- 5.3 Velocidad de disolución de los compuestos solubles
- 5.4 Propiedades de las disoluciones
- 5.5 Solubilidad y normas de solubilidad
- 5.6 Reacciones iónicas netas
- 5.7 Las matemáticas de las disoluciones: cálculo de la concentración
- 5.8 Química de los ácidos
- 5.9 Química de las bases
- 5.10 Escala de pH y disoluciones tampón
- 5.11 Las matemáticas de las disoluciones: cálculo del pH
- 5.12 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Apocalipsis acuático



Unos 5 millones de peces, que en total pesaban alrededor de 187 toneladas, fueron "asesinados" entre diciembre de 1999 y enero de 2000 en el White River, un río que atraviesa el centro de Indiana. El suceso ocurrió en un tramo de unos 80 kilómetros, entre las ciudades de Anderson e Indianápolis. (Photodisc Green/Getty Images)



CASO EN ESTUDIO: Apocalipsis acuático

El White River discurre por el centro de Indiana y proporciona agua potable, pesca y paseos en bote a muchas poblaciones, incluida Indianápolis, la capital. En Anderson, Indiana, las aguas residuales, ya sean de origen residencial o industrial, se tratan y se vierten al río. El Anderson Publicly Owned Treatment Works (Anderson POTW), una planta de tratamiento de aguas residuales, es el organismo encargado de asegurar que el agua vertida en el White River cumple

todas las normas de calidad estatales y federales. Los operarios de la instalación toman muestras del agua a intervalos regulares y analizan los contaminantes habituales para controlar la calidad de los vertidos. Si la concentración de un contaminante es demasiado alta, se ajusta el sistema de tratamiento y se investiga el origen del contaminante.

Uno de los compuestos de interés es el ion amonio (NH_4^+), que es particularmente tóxico para la vida acuática y proviene del amoníaco (NH_3) presente en los residuos humanos y animales. El amoníaco se elimina del agua mediante un tratamiento biológico con bacterias del género *Nitrosomonas*, que convierten el amoníaco en ion nitrito (NO_2^-). Este ion también es tóxico para la vida acuática, pero un segundo género de bacterias denominado *Nitrobacter* lo convierten en ion nitrato NO_3^- , que no es tóxico.

El 13 de diciembre de 1999, el análisis de una muestra de agua indicó que la concentración de amoníaco era de 8 partes por millón (ppm). El valor normal es 0,1 ppm. Evidentemente, algo no estaba funcionando correctamente en la planta de tratamiento. Nadie se dio cuenta de que se estaban vertiendo al río varios compuestos mortales para los peces.

Los primeros informes de peces muertos aparecieron el 16 de diciembre y continuaron hasta bien entrado el nuevo año. Después de varias semanas, se extrajeron del río 117 toneladas de peces muertos, que se depositaron en un vertedero. En el tramo del White River que va de Anderson a Indianápolis, de unos 80 kilómetros, desapareció la vida acuática. La estimación final fue que unos 5 millones de peces, que en total pesaban aproximadamente 187 toneladas, fueron "asesinados". Una mortandad de peces de esta magnitud no sucede de forma natural. ¿Cómo pudo ocurrir semejante devastación sin precedentes?

Para hallar los agentes causantes de la devastación a lo largo de 80 kilómetros de río se requiere un conocimiento profundo de la química de las disoluciones acuosas . . .

5.1 Disoluciones acuosas

Por nuestra experiencia diaria, sin duda todos estamos familiarizados con los procesos de disolución de una sustancia en otra. ¿Qué ocurre si tomamos una cucharada de azúcar normal (sacarosa), la añadimos a una taza de café y removemos? Los cristales blancos del azúcar ya no son visibles en la mezcla de azúcar con café, y la disolución resultante tiene ahora un sabor dulce que el café solo no tenía. Pero si intentamos disolver una cucharada de arena (SiO_2) o de aceite en agua ocurrirá algo diferente: después de remover, la arena sedimentará en el fondo del recipiente y el aceite flotará en la superficie del líquido. Ni la arena ni el aceite se incorporan al agua de la misma forma que lo hace el azúcar. ¿Por qué el azúcar, la arena y el aceite se comportan de manera diferente? Para entender por qué algunas sustancias se disuelven en agua y otras no, es necesario ir más allá de lo que se observa a simple vista.

 **Objetivo de aprendizaje**

Distinguir entre disolventes y solutos.

En este capítulo trataremos en detalle los procesos de disolución, es decir, las interacciones que se producen entre moléculas cuando una sustancia se disuelve en otra. También analizaremos algunas propiedades de las disoluciones, pero nos centraremos en las disoluciones acuosas (basadas en el agua) debido a su importancia en química y en ciencia forense. En una disolución acuosa, el agua es el **disolvente** (el líquido que disuelve un compuesto químico), y es el componente mayoritario de la disolución. La sustancia que se disuelve en el agua se llama **soluto**, y es el componente minoritario de la disolución. En el ejemplo anterior, el azúcar es el soluto. No nos referiremos a la arena ni al aceite como solutos porque no forman disoluciones con el agua.

Todas las muestras del agua del río y de las aguas residuales que se recogieron y analizaron en el Anderson POTW para determinar la causa de la muerte de los peces en el White River son ejemplos de disoluciones acuosas. Los solutos típicos presentes en las aguas de los ríos son minerales (cationes calcio, hierro y sodio, así como aniones nitrato, fosfato y sulfato), gases disueltos (oxígeno y dióxido de carbono) y nutrientes (fertilizantes agrícolas arrastrados hasta el río por las lluvias). Los investigadores tenían que identificar los solutos tóxicos que mataron a los peces del río y encontrar su origen.

Hay muchos tipos diferentes de disoluciones acuosas que se pueden encontrar en las escenas de los crímenes y durante las autopsias:

- Las bebidas alcohólicas, como el vino, la cerveza y el whisky, contienen una cantidad de alcohol que depende de la bebida, pero en la mayoría de los casos el agua está presente en mayor cantidad que el alcohol.
- La sangre es una mezcla compleja de glóbulos rojos, glóbulos blancos y plaquetas suspendidos en el plasma sanguíneo, que está compuesto por agua y solutos disueltos, como proteínas, iones (Na^+ , K^+ , Cl^-), nutrientes (azúcares) y hormonas. Cualquier fármaco, droga ilegal o alcohol que se haya consumido antes de la muerte se encontrará como soluto en el plasma sanguíneo.
- El humor vítreo es el fluido del globo ocular, y normalmente contiene proteínas disueltas. Este fluido se analiza *post mortem* para determinar si hay presencia de alcohol. Cuando una persona consume alcohol, éste pasa a todo su cuerpo y se encontrará en todos los fluidos corporales; sin embargo, no es suficiente encontrar alcohol en muestras de otros tejidos o fluidos porque el alcohol puede formarse por descomposición de los tejidos humanos, especialmente cerca del estómago. Ahora bien, el humor vítreo no contiene los ingredientes necesarios para formar alcohol.

5.2 | El proceso de disolución

El factor clave en la formación de una disolución acuosa es la interacción de las moléculas de agua con el soluto de tal forma que las moléculas del soluto o los iones se separan y se dispersan completamente en el agua. La naturaleza de esta interacción está relacionada con la electronegatividad, un concepto ya explicado en la Sección 4.3. Recuerdese que la electronegatividad es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos. En una molécula de agua (H_2O), el átomo de oxígeno es más electronegativo que los átomos de hidrógeno. Por tanto, los electrones compartidos entre el O y los H son atraídos con mayor fuerza por el átomo de oxígeno.

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo el agua disuelve ciertos iones y compuestos moleculares.

La Figura 5.1 es un mapa tridimensional de una molécula de agua que muestra el efecto de la gran diferencia de electronegatividad que existe entre los átomos de hidrógeno y el de oxígeno en un enlace. La región donde los electrones se encuentran con mayor frecuencia está coloreada en rojo, mientras que la región donde son poco frecuentes está coloreada en azul. Es importante recordar que el agua es neutra: no tiene carga neta positiva ni negativa. No obstante, el área roja de la molécula representa una región negativa cerca del átomo de oxígeno, y el área azul representa una región positiva cerca de los átomos de hidrógeno.

Las moléculas que contienen una región positiva y una región negativa, como el agua, se denominan moléculas **polares**. Un factor importante para determinar qué compuestos son polares es la forma geométrica tridimensional de la molécula. (Este tema se explica con más detalle en el Capítulo 8.) Puesto que las cargas opuestas se atraen, la región negativa del agua será atraída por una sustancia que tenga cargas positivas o una región positiva polar. La región positiva del agua será atraída por cargas negativas o regiones negativas polares.

Para ilustrar la interacción del agua con los iones, veamos cómo se disuelve en agua el cianuro de potasio, un compuesto iónico de fórmula KCN. El ion potasio tiene carga $+1$ y el ion poliatómico cianuro (CN^-) tiene carga -1 . A medida que se añade al agua el polvo cristalino de KCN, las moléculas de agua rodean la superficie del cristal. La Figura 5.2 muestra que los iones K^+ y CN^- se separan a medida que cada ion se rodea de moléculas de agua, es decir, se *solventa*. Las moléculas de agua se orientan de tal manera que las regiones negativas (el extremo correspondiente al oxígeno) se agrupan alrededor de los iones K^+ , mientras que las regiones positivas (el extremo correspondiente a los hidrógenos) se agrupan alrededor de los iones CN^- . Las fuerzas atractivas entre las moléculas de agua y los iones son suficientes para causar la rotura del enlace iónico entre los iones K^+ y CN^- que mantiene el cristal sólido unido.

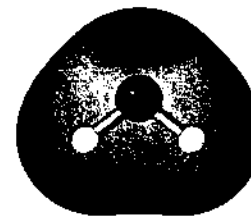


Figura 5.1 Densidad electrónica del agua. En el enlace hidrógeno-oxígeno, los electrones son atraídos hacia el átomo de oxígeno debido a la diferencia de electronegatividad de los dos átomos. El resultado es una molécula polar con una región negativa (rojo) en el átomo de oxígeno y una región positiva (azul) localizada en los átomos de hidrógeno.

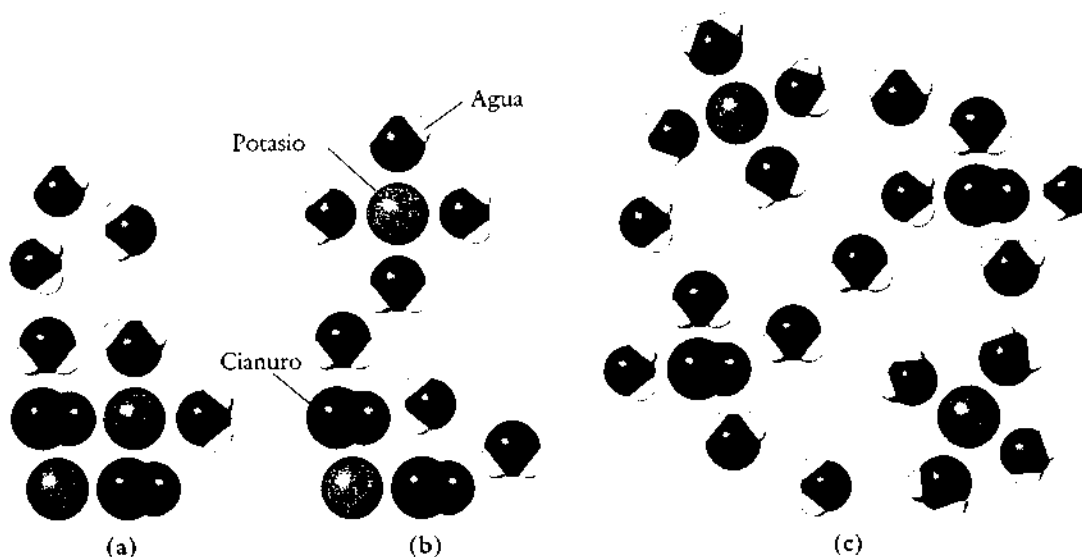


Figura 5.2 Disolución de cianuro de potasio en agua. (a) Cuando el cianuro de potasio sólido comienza a disolverse, las moléculas de agua se colocan sobre la superficie del sólido iónico de manera que las regiones polares del agua se alinean con el ion de carga opuesta. (b) Cuando una cantidad suficiente de moléculas de agua rodea a un ion, éste se separa completamente de la red del cristal. (c) El proceso continúa a medida que otras moléculas de agua se aproximan al cristal, hasta que éste se disuelve por completo.

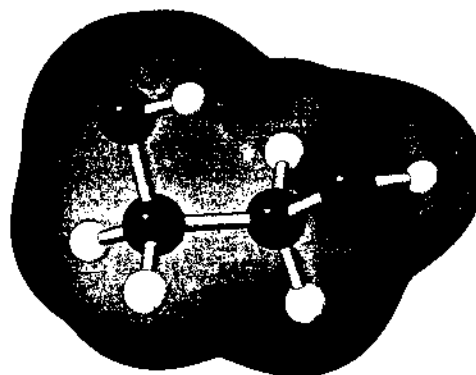


Figura 5.3 Densidad electrónica del etilenglicol. El etilenglicol ($C_2H_6O_2$) es un compuesto polar que se disuelve en agua y es el principal componente de los anticongelantes.

No todos los compuestos iónicos se disuelven en agua. Por ejemplo, el cianuro de cobre(II) no es soluble en agua. La fuerza de atracción que ejerce el agua sobre los iones no es suficientemente fuerte para vencer la atracción electrostática entre los iones en el enlace iónico. La solubilidad de compuestos iónicos se estudiará posteriormente en la Sección 5.5.

Los compuestos moleculares no forman iones cuando se disuelven en agua. Sin embargo, las moléculas de agua tienen que interactuar con las moléculas del soluto si se produce la disolución. Por ejemplo, el etilenglicol, el componente principal de los anticongelantes, es un compuesto molecular capaz de disolverse en agua. Cuando se examina el modelo del etilenglicol en la Figura 5.3, es evidente que, al igual que el agua, es una molécula polar. Las regiones positivas de las moléculas del etilenglicol serán atraídas por las regiones negativas de las moléculas de agua.

En los laboratorios de química se suele decir que “lo semejante disuelve lo semejante” para expresar que, en general, los compuestos polares se disolverán en un disolvente polar, y los compuestos no polares se disolverán en disolventes no polares. El etilenglicol es soluble en agua porque ambos son compuestos polares.

Objetivo de aprendizaje

Describir cómo la temperatura, el área superficial y la concentración afectan a la velocidad de disolución de un compuesto.

5.3 Velocidad de disolución de los compuestos solubles

El hecho de que un compuesto pueda formar una disolución acuosa no significa que el proceso de disolución ocurra rápidamente. En la Figura 5.4 se representa gráficamente la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en función de la temperatura para diferentes compuestos. La solubilidad de la mayoría de las sustancias aumenta a medida que aumenta la temperatura. Puesto que la velocidad a la cual se disuelven los compuestos también aumenta con el aumento de la temperatura, en los laboratorios es una práctica habitual calentar la muestra para acelerar la disolución de un compuesto.

Si introducimos un terrón de azúcar en un vaso de agua, el azúcar se disolverá lentamente. Pero si hubiésemos puesto la misma cantidad de azúcar en polvo, la disolución hubiera sido casi inmediata. Esto es así porque el área superficial del sólido influye en la velocidad de disolución. Cuanto mayor es el área superficial de un sólido, más moléculas de disolvente interactúan

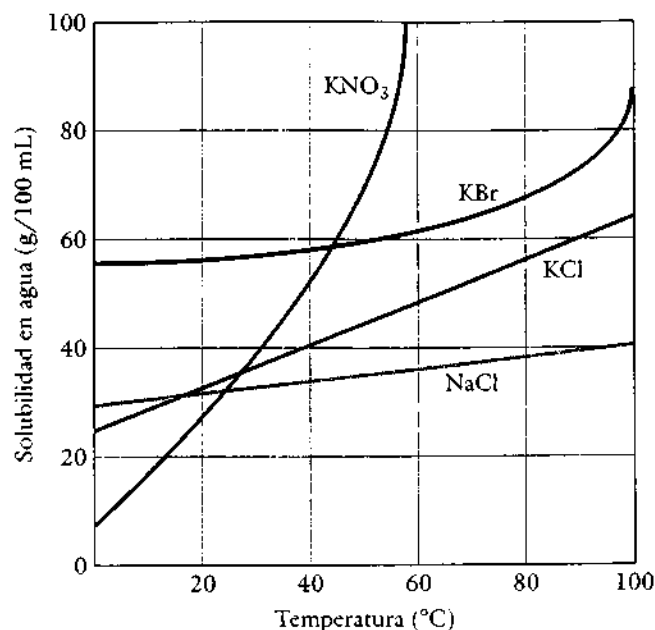
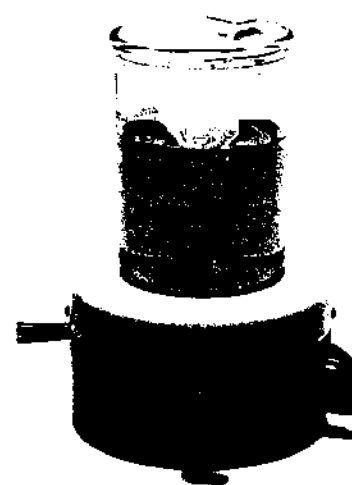


Figura 5.4 Solubilidad en función de la temperatura. La cantidad de soluto que puede disolverse en un disolvente aumenta en función de la temperatura. Una práctica habitual en el laboratorio es calentar las disoluciones que se preparan.

con él y la velocidad del proceso de disolución aumenta. Un terrón sólido que mide $1\text{ cm} \times 1\text{ cm} \times 1\text{ cm}$ tiene un área superficial de 6 cm^2 (1 cm^2 por cada una de las seis caras del terrón). Partiendo el terrón por la mitad, el área superficial aumenta a 8 cm^2 y, como se muestra en la Figura 5.5, el área superficial aumenta a 12 cm^2 dividiendo el terrón original en ocho terrones pequeños.

La velocidad a la cual un disolvente disuelve un soluto también depende de la cantidad de soluto que ya se ha disuelto. Cuando se añade el soluto



En el laboratorio es frecuente agitar y calentar simultáneamente las disoluciones para aumentar la velocidad de disolución. (Tom Pantages Stock Photos)

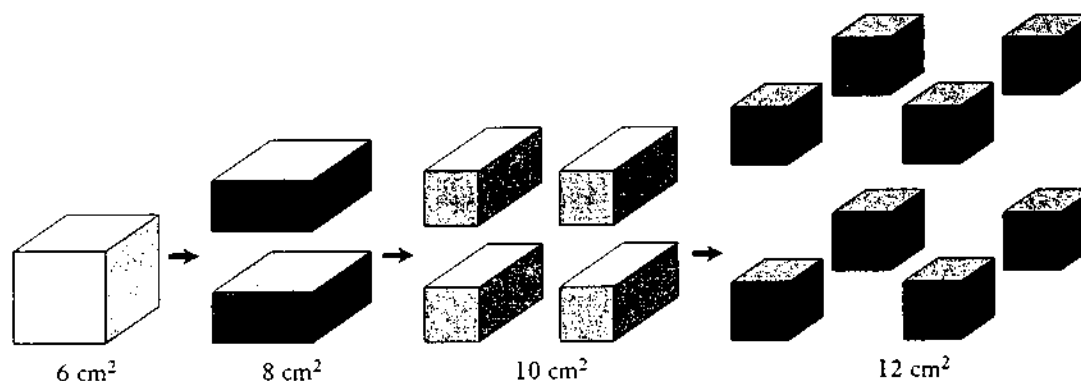


Figura 5.5 Área superficial total en función del tamaño de partícula. El área superficial de un soluto aumenta enormemente con la disminución del tamaño de partícula. Cada división del terrón original resulta en un incremento del área superficial total del sólido original. Un área superficial grande permite que una cantidad grande de disolvente interactúe con el soluto, aumentando así la velocidad de disolución.

por primera vez, sólo hay disolvente puro alrededor de las partículas sólidas en la interfase del soluto y del disolvente, y el sólido interactúa con el disolvente rápidamente. Sin embargo, a medida que el soluto continúa disolviéndose, las moléculas del disolvente rodean las partículas de soluto que ya están disueltas. Para conseguir que el soluto sólido se disuelva, se necesita disolvente nuevo que interactúe con el sólido. Agitando la disolución se llevará disolvente nuevo a la superficie del sólido. Cuando se preparan disoluciones en el laboratorio es habitual calentarlas y agitarlas para acelerar el proceso de disolución.

5.4 | Propiedades de las disoluciones

Objetivo de aprendizaje

Distinguir entre disoluciones electrolíticas y no electrolíticas.

Las disoluciones acuosas tienen diferentes clases de propiedades, dependiendo del tipo de soluto presente. Una de estas propiedades es la capacidad o incapacidad de la disolución para conducir una corriente eléctrica. Un compuesto que puede conducir la electricidad cuando se disuelve en agua se denomina **electrólito**. Todos los compuestos que se disocian en iones en el agua son electrólitos (algunos ejemplos son el cloruro de sodio y el ácido clorhídrico). Un compuesto que no puede conducir la electricidad cuando se disuelve en agua se denomina **no electrólito** (algunos ejemplos son compuestos no iónicos como el azúcar y el etanol).

Las disoluciones en que las sustancias iónicas se disuelven en agua conducen la electricidad completando un circuito eléctrico. Esto ocurre porque los iones disueltos ya no se mantienen más tiempo juntos: están libres para moverse por toda la disolución. Cuando se introducen dos electrodos en la disolución, los cationes son atraídos hacia el electrodo negativo y se mueven hacia el cátodo; los aniones son atraídos hacia el electrodo positivo y se mueven hacia el ánodo. El movimiento de los iones entre los dos electrodos constituye una circulación de cargas a través de la disolución.

Sin embargo, aunque todos los electrólitos conducen la electricidad en disolución, no todos lo hacen de la misma manera. La Figura 5.6 muestra un aparato experimental en el cual una bombilla de luz se conecta a un suministrador de energía y a dos electrodos en un circuito abierto. Cuando los electrodos se sumergen en la disolución, el circuito se cierra y la electricidad fluye, siempre que la disolución contenga un electrólito.

La Figura 5.6a muestra los electrodos sumergidos en agua pura. La electricidad no puede circular entre los electrodos, y por tanto la bombilla permanecerá apagada. La Figura 5.6b muestra un electrodo sumergido en un **electrólito fuerte**: la luz de la bombilla es brillante porque el compuesto iónico está totalmente disociado en iones libres y está circulando una gran cantidad de electricidad. La Figura 5.6c muestra un electrodo sumergido en un **electrólito débil**: la luz de la bombilla es tenue porque el compuesto iónico está parcialmente disociado en iones libres y por tanto sólo una pequeña cantidad de electricidad puede circular por la disolución. Ejemplos de electrólitos débiles son el ácido acético y el hidróxido de amonio. Si un no electrólito se disuelve en agua, no se forman iones y no pasará electricidad por la bombilla.

En el capítulo anterior vimos muchos ejemplos de iones que son importantes en las investigaciones científicas forenses. La capacidad de los iones de conducir la electricidad es un método que se usa para detectar su presencia después de que se hayan separado de una mezcla por cromatografía. El análisis de DNA se basa también en el movimiento de iones entre electrodos.

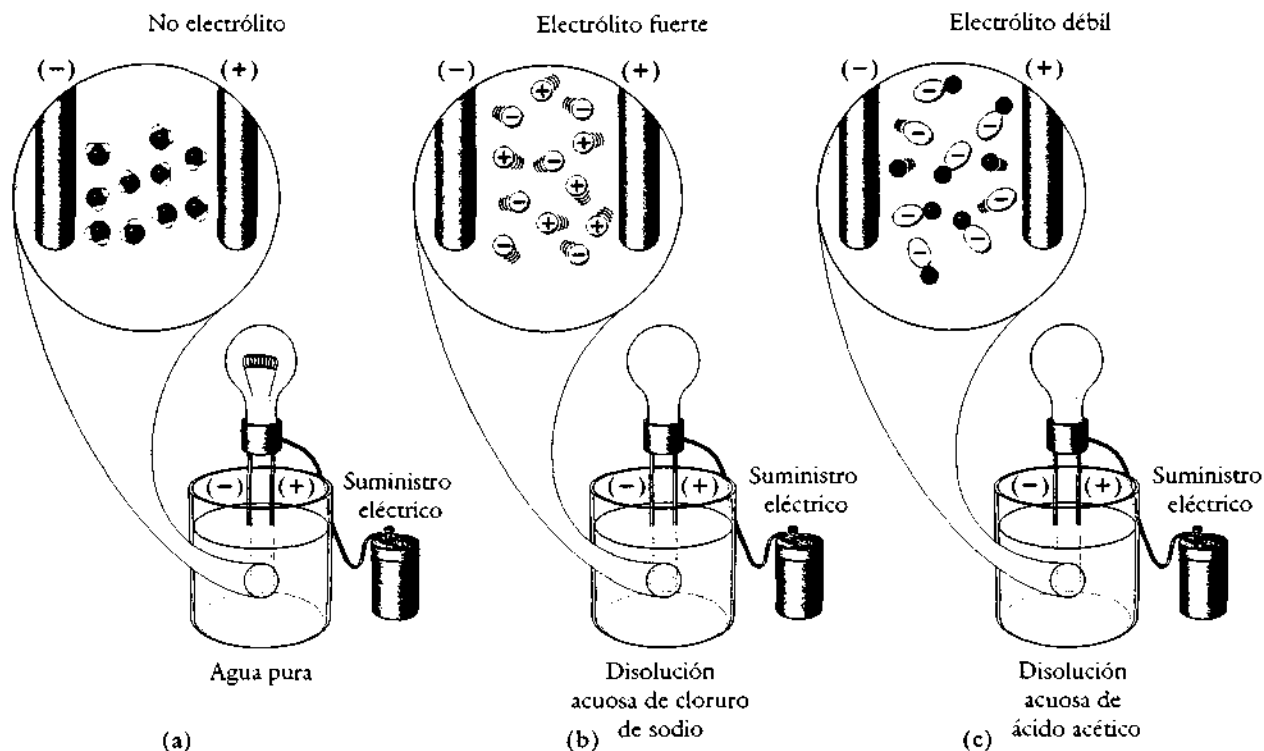


Figura 5.6 La capacidad de una disolución para conducir la electricidad está directamente relacionada con la capacidad del soluto para disociarse en iones durante el proceso de disolución. Los no electrólitos no conducirán la electricidad, pero los electrólitos fuertes son excelentes conductores de la electricidad. Los electrólitos débiles son malos conductores, ya que coexisten dos formas iónicas: una disociada y otra no disociada.

Ejemplo resuelto 1

¿Cuáles de los siguientes compuestos son electrólitos?

- (a) N_2O
- (b) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- (c) C_3H_8

SOLUCIÓN

- (a) N_2O es un compuesto covalente que no forma iones: no electrólito.
- (b) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ es un compuesto iónico: electrólito.
- (c) C_3H_8 es un compuesto covalente que no forma iones: no electrólito.

Práctica 5.1

A continuación se muestra una lista parcial de los ingredientes de una bebida para deportistas, con su nombre y fórmula química. Determinar qué compuestos son no electrólitos y cuáles son electrólitos.

Agua, H_2O

Jarabe de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

Citrato de sodio, $\text{Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$

Citrato de potasio, $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$

Sucralosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{19}\text{Cl}_3\text{O}_8$

RESPUESTA

Electrólitos: los citratos de sodio y de potasio son compuestos iónicos. No
electrólitos: el agua (disolvente), la sacarosa y la sucralosa (edulcorante) son
compuestos covalentes.

5.5 Solubilidad y normas de solubilidad

Objetivo de aprendizaje

Determinar cuándo está saturada una disolución y si un compuesto es soluble o no.

La cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cierta cantidad de disolvente varía de un compuesto a otro. La Tabla 5.1 muestra la solubilidad de diferentes compuestos de cianuro en agua. Obsérvese que 50 g de cianuro de potasio pueden disolverse en 100 mL de agua, pero en ese mismo volumen sólo se disolverán 1,7 g de cianuro de cadmio. Las disoluciones de las sales de cianuro que son altamente solubles (KCN y NaCN) pueden ser peligrosas porque una cantidad muy pequeña de disolución puede proporcionar una dosis letal de cianuro, que es menor de 0,1 g.

Cuando una disolución contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse se dice que está **saturada** (los valores de la Tabla 5.1 corresponden a disoluciones saturadas). Si una disolución contiene menos soluto que el valor de solubilidad se dice que es **insaturada**. Más adelante, en esta misma sección, estudiaremos un método matemático para expresar estas concentraciones.

La Figura 5.4 muestra que la solubilidad de los compuestos varía con la temperatura del disolvente. Si una disolución saturada se enfría, la solubilidad de los compuestos disminuye, y en circunstancias normales la cantidad en exceso de soluto precipita como sólido. Pero si una disolución saturada se calienta a temperatura elevada y a continuación se enfría lentamente y con cuidado, se da una situación interesante: el exceso de soluto puede permanecer en disolución y el resultado es una disolución **sobresaturada**. En una disolución de este tipo hay más soluto del que puede contener el disolvente a la nueva temperatura, ahora disminuida. Las disoluciones sobresaturadas no son estables y frecuentemente vuelven a la saturación cristalizando el exceso de soluto disuelto, como se muestra en la Figura 5.7.

Tabla 5.1 Solubilidad de los compuestos de cianuro en agua a 25 °C.

| Compuesto | Solubilidad (g/100 mL) |
|--------------------|------------------------|
| Cianuro de potasio | 50 |
| Cianuro de sodio | 48 |
| Cianuro de cadmio | 1,7 |
| Cianuro de cobre | 0 |

Ejemplo resuelto 2

Una disolución de 500,0 mL contiene 225 g de cianuro de potasio. ¿La disolución es insaturada, saturada o sobresaturada?

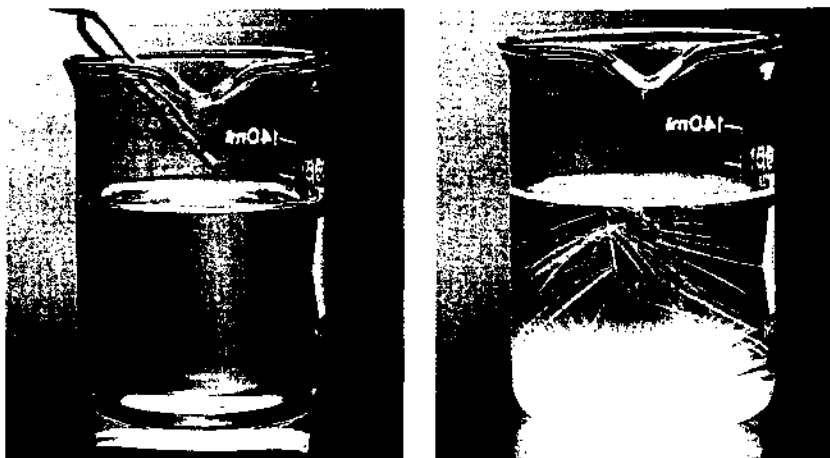


Figura 5.7 Una disolución sobresaturada. Una disolución sobresaturada de acetato de sodio (izquierda) es inestable y el exceso de sólido disuelto cristalizará en la disolución (derecha). (Richard Megna/Fundamental Photographs)

SOLUCIÓN Usando la Tabla 5.1, una disolución saturada contiene 50 g de KCN por 100 mL. Usando esto como factor de conversión,

$$\frac{50 \text{ g KCN}}{100 \text{ mL}} \times 500,0 \text{ mL} = 250,0 \text{ g KCN}$$

La respuesta es insaturada porque sólo contiene 225 g de KCN.

Práctica 5.2

¿Cuántos gramos de NaCN se necesitan para preparar 25 mL de una disolución saturada?

RESPUESTA

12 g de NaCN

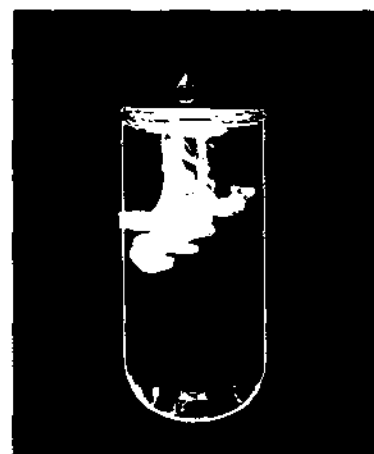
Como vimos en el Capítulo 4, los científicos forenses usan una variedad de reacciones de precipitación. La presencia de ion cloruro en la orina se puede determinar añadiendo ion plata:



Todas las reacciones de precipitación tienen una característica común: forman un producto insoluble llamado *precipitado*. ¿Qué iones formarán precipitados insolubles y qué iones permanecerán disueltos en el agua? Esto depende de la solubilidad de cada componente. A continuación se indican las reglas para determinar la solubilidad de los compuestos, pero es necesario aclarar que muchas de ellas tienen excepciones.

Reglas para determinar los compuestos que son solubles

1. Todos los compuestos que contengan iones amonio (NH_4^+).
2. Todos los compuestos que contengan iones metálicos alcalinos (Li^+ , Na^+ y K^+).



La reacción de los iones de cloruro y de plata da un precipitado de cloruro de plata sólido. (Charles D. Winters/Photo Researchers)

3. Todos los compuestos que contengan iones acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$).
4. Todos los compuestos que contengan iones nitrato (NO_3^-).
5. La mayoría de los compuestos que contengan iones cloruro (Cl^-), bromuro (Br^-) o yoduro (I^-), con las excepciones de los compuestos con los cationes Ag^+ , Hg_2^{2+} o Pb^{2+} .
6. La mayoría de los compuestos que contengan iones sulfato (SO_4^{2-}), con la excepción de los compuestos con los cationes Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} o Pb^{2+} .

Reglas para determinar los compuestos que son insolubles

7. Todos los iones carbonato (CO_3^{2-}), fosfato (PO_4^{3-}) y cromato (CrO_4^{2-}), excepto cuando el catión es de los mencionados en las reglas 1 y 2.
8. Todos los iones sulfuro (S^{2-}), excepto cuando el catión es de los mencionados en las reglas 1 y 2 o si son Ca^{2+} , Sr^{2+} o Ba^{2+} .

Ejemplo resuelto 3

Consultando las reglas para determinar la solubilidad, identificar cada uno de los siguientes compuestos como solubles o insolubles en agua:

- (a) $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$
- (b) CaSO_4
- (c) CuCO_3
- (d) LiF

SOLUCIÓN

- (a) Soluble (regla 3)
- (b) Insoluble (regla 6, excepción)
- (c) Insoluble (regla 7)
- (d) Soluble (regla 2)

Práctica 5.3

¿Qué ion se podría usar para formar un compuesto insoluble con los siguientes iones?

- (a) Cl^-
- (b) SO_4^{2-}
- (c) CO_3^{2-}
- (d) NH_4^+

RESPUESTA

- (a) Ag^+ , Pb^{2+} o Hg_2^{2+}
- (b) Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} o Pb^{2+}
- (c) Cualquier catión diferente de los mencionados en las reglas 1 y 2
- (d) No se puede formar un compuesto amoniacal insoluble

Ejemplo resuelto 4

Se sospecha que una bebida ha sido adulterada con una sal anticongelante. Las sales anticongelantes están hechas típicamente de cloruro de sodio, cloruro de calcio, cloruro de magnesio o una combinación de estas tres sales. Con las reglas para determinar la solubilidad, desarrollar una

estrategia para añadir reactivos que provoquen la precipitación a fin de determinar qué sal o sales, si las hay, están presentes en la bebida. Indicar si alguno de los iones no puede determinarse por precipitación.

SOLUCIÓN Hay más de una solución correcta para este problema:

1. Las tres sales comparten el ion cloruro. La presencia del ion cloruro puede verificarse añadiendo Ag^+ .
2. El ion sodio no precipita con ninguno de los reactivos mencionados en las reglas para determinar la solubilidad, y por ello la presencia de sodio no se puede determinar con este método.
3. El ion calcio podría precipitar mediante la adición del ion SO_4^{2-} .
4. El ion magnesio podría precipitar mediante la adición del ion S^{2-} .
5. Como la presencia de los iones calcio, magnesio y cloruro no es una prueba de adulteración, se debe analizar también una muestra de control, es decir, una muestra de la bebida sin adulterar.

Práctica 5.4

¿Por qué no se deberían utilizar Na_2SO_4 ni Na_2S para precipitar calcio y magnesio en el Ejemplo resuelto 4?

RESPUESTA

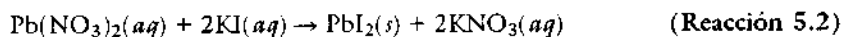
El sodio es uno de los iones que se sospecha que han sido añadidos, y por ello, si se añade sodio durante el análisis preliminar de la muestra, se podrían alterar los resultados de futuros análisis.

5.6 Reacciones iónicas netas

“¡Lo he encontrado! ¡Lo he encontrado!”, gritó a mi compañero mientras corría hacia nosotros con un tubo de ensayo en la mano. “He encontrado un reactivo que precipita con la hemoglobina, y con nada más.” Había descubierto una mina de oro, su cara no podía expresar más satisfacción... Como él dijo, introdujo en un recipiente unos pocos cristales blancos, y luego añadió unas gotas de un líquido transparente. En un instante el contenido adquirió un color caoba mate, y en el fondo del bote de vidrio precipitó un polvo pardusco.

—Sir Arthur Conan Doyle, *Estudio en escarlata*

Hasta ahora hemos considerado ejemplos de disoluciones que contienen un solo soluto. ¿Qué ocurre si mezclamos disoluciones, como hizo Sherlock Holmes en *Estudio en escarlata*? La respuesta depende de si cualquiera de los solutos es capaz de reaccionar con otro, o de si simplemente permanecen en la disolución sin reaccionar. Por ejemplo, si mezclamos disoluciones acuosas de nitrato de plomo(II) y yoduro de potasio, se forma una sustancia sólida amarillo brillante, un precipitado de yoduro de plomo(II), que finalmente sedimenta. La ecuación de esta reacción es:



Recuérdese que cuando los compuestos iónicos se disuelven en agua, los iones están solvatados (rodeados por moléculas de disolvente) y se independizan unos de otros. Los iones Pb^{2+} se mueven en la disolución independientemente

Objetivo de aprendizaje

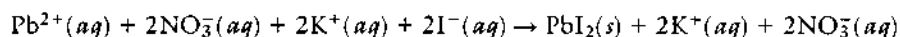
Explicar cómo la fuerza impulsora de una reacción de precipitación es la formación de un precipitado insoluble.



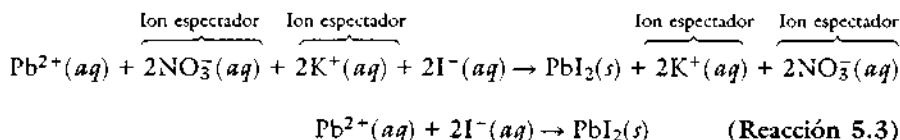
La reacción de nitrato de plomo(II) con yoduro de potasio forma un precipitado de yoduro de plomo(II). (David Taylor/Photo Researchers)

de los dos iones NO_3^- . Lo mismo ocurre para los iones K^+ y I^- encontrados en el lado de los reactivos de la reacción.

La ecuación de la Reacción 5.2 se puede volver a escribir poniendo todos los compuestos iónicos acuosos en forma de iones libres, como se muestra más abajo en una ecuación iónica total, que es una representación más exacta de lo que está ocurriendo realmente en la disolución. Obsérvese que el precipitado, PbI_2 , no se escribe como iones libres, porque es un compuesto insoluble según la regla 5 para determinar la solubilidad.



Un examen más cuidadoso de esta ecuación muestra que el ion potasio está tanto en el lado de los reactivos como en el de los productos de la ecuación, sin experimentar ningún cambio. El ion nitrato también se encuentra en ambos lados de la ecuación y por lo tanto tampoco experimenta ninguna reacción o cambio. Los iones que en una reacción química no participan activamente en la formación de nuevos compuestos se llaman **iones espectadores**. Estos iones pueden eliminarse de la ecuación para obtener una **ecuación iónica neta**, tal como se muestra a continuación:



La Reacción 5.3 muestra el efecto neto de la Reacción 5.2, que es la combinación de iones plomo(II) con iones yoduro para formar un precipitado sólido de yoduro de plomo(II). Aunque no reaccionen, los iones espectadores desempeñan un papel vital en la reacción: proporcionan el balance de cargas para los iones que reaccionan, porque es imposible añadir la cantidad justa de iones Pb^{2+} y I^- .

Ejemplo resuelto 5

Un científico quiere detectar la presencia de iones plomo mediante una precipitación con yoduro de potasio. Sin embargo, el laboratorio no tiene yoduro de potasio en el almacén. Sugerir un compuesto alternativo que pueda utilizarse para obtener yoduro de plomo(II).

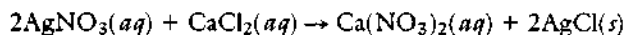
SOLUCIÓN En esta reacción, la parte importante del yoduro de potasio es el ion yoduro. El potasio actúa de ion espectador. Si el laboratorio dispone de otra sal de yoduro soluble, como NaI o NH_4I , se puede obtener una reacción iónica neta idéntica.

Práctica 5.5

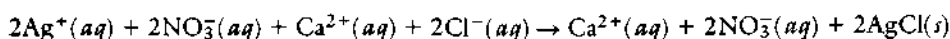
La precipitación de $\text{AgCl}(\text{s})$ se consigue con la adición de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ a $\text{CaCl}_2(\text{aq})$. Escribir la ecuación global ajustada, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta. Si no se dispone de $\text{CaCl}_2(\text{aq})$, sugerir otra sal de cloruro alternativa que pueda utilizarse.

RESPUESTA

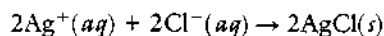
La ecuación global ajustada es



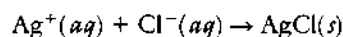
La ecuación iónica total es



La ecuación iónica neta es



que debe simplificarse a

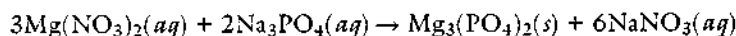


El NaCl se podría usar como sal clorhídrica alternativa soluble en agua.

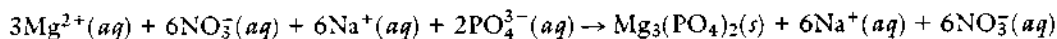
Ejemplo resuelto 6

¿Cuál es la ecuación iónica neta para la precipitación del fosfato de magnesio a partir de la adición de una disolución de nitrato de magnesio a una disolución de fosfato de sodio?

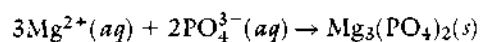
SOLUCIÓN La ecuación global ajustada es



La ecuación iónica total es



La ecuación iónica neta es



Práctica 5.6

¿Cuáles son los iones espectadores en la reacción de una disolución de cromato de amonio con una disolución de bromuro de cobre(II)?

RESPUESTA

NH_4^+ y Br^-

5.7 Las matemáticas de las disoluciones: cálculo de la concentración

En el laboratorio es importante, para muchos fines, conocer cuánto soluto se disuelve en el disolvente. Una disolución que contenga 50,0 g de cianuro de potasio por litro es muy distinta de una que contenga 0,05 g de cianuro de potasio por litro.

Los valores de solubilidad de la Tabla 5.1 indican la concentración dando el número de gramos de soluto presentes en 100 mL de disolución, y representa la masa de soluto necesaria para obtener una disolución saturada. Sin embargo, la mayoría de las disoluciones usadas en el laboratorio son disoluciones insaturadas. La unidad de concentración que se usa con mayor frecuencia en

Objetivo de aprendizaje

Determinar la concentración de una disolución.

química es la **molaridad** (M), que se define como el número de moles de soluto por litro de disolución:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de disolución}}$$

Ya hemos estudiado cómo se calcula el número de moles de un compuesto a partir de su masa atómica. Por ejemplo, la masa molecular del NaCN es 49,01 amu. Por lo tanto, un mol de NaCN tiene una masa de 49,01 g. Si 49,01 g se disuelven en 1,00 L de disolución, la concentración de la disolución resultante será 1,00 M. La concentración de una disolución se expresa exactamente en unidades de molaridad. Incluso si la masa de soluto no es igual a la masa molar o el volumen no se expresa en litros, es posible calcular la molaridad de una disolución usando factores de conversión, como se muestra a continuación.

Ejemplo resuelto 7

¿Cuál es la molaridad de una disolución preparada disolviendo 24,5 g de NaCN en agua hasta un volumen final de 250,0 mL?

SOLUCIÓN Es más fácil hacer el cálculo en dos etapas. Primero se calculan los moles de NaCN:

$$24,5 \text{ g NaCN} \times \frac{1 \text{ mol NaCN}}{49,01 \text{ g NaCN}} = 0,500 \text{ mol NaCN}$$

Luego se calcula el volumen de la disolución en litros:

$$250,0 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,2500 \text{ L}$$

El último paso es combinar estos dos valores en la fórmula de molaridad:

$$M = \frac{0,500 \text{ mol NaCN}}{0,2500 \text{ L}} = 2,00 \text{ M NaCN}$$

Práctica 5.7

¿Cuál es la molaridad de una disolución saturada de cianuro de sodio?

RESPUESTA

NaCN 9,8 M

Ejemplo resuelto 8

Para detectar las huellas digitales en superficies porosas, como la madera, se utiliza una disolución de nitrato de plata que precipita cualquier ion cloruro que se encuentre en las huellas digitales. La disolución se prepara disolviendo 30,0 g de nitrato de plata en agua hasta un volumen final de 1,00 L. ¿Cuál es la molaridad de esta disolución?

SOLUCIÓN

$$M = \frac{\text{Moles de AgNO}_3}{\text{Litros de disolución}}$$

$$30,0 \text{ g AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,87 \text{ g AgNO}_3} = 0,177 \text{ mol AgNO}_3$$

$$M = \frac{0,177 \text{ mol AgNO}_3}{1,00 \text{ L}} = 0,177 \text{ M AgNO}_3$$

Práctica 5.8

Las huellas digitales impresas sobre sangre pueden detectarse usando una mezcla acuosa con colorante negro amido. Uno de los principales ingredientes de esta mezcla es una disolución de ácido cítrico preparada disolviendo 38,0 g de ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) en agua hasta un volumen final de 2,00 L. ¿Cuál es la concentración de la disolución de ácido cítrico?

RESPUESTA

0,198 M $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$

Cálculos de dilución

Un científico forense debe trabajar habitualmente con disoluciones diluidas. Recuerdese que el experimento de espectrofotometría visto en el Capítulo 4 requiere disoluciones de concentraciones conocidas. Estas disoluciones estándar se preparan diluyendo una **disolución madre**, es decir, una disolución de concentración conocida preparada con mucho cuidado que se puede diluir para preparar disoluciones de concentraciones más bajas. Todos los cálculos de dilución se realizan usando la fórmula

$$\underbrace{M_1 V_1}_{\text{Inicial}} = \underbrace{M_2 V_2}_{\text{Final}}$$

La concentración de la disolución inicial (M_1) se multiplica por el volumen inicial de la disolución (V_1) y se iguala con la concentración de la disolución final (M_2) multiplicada por el volumen final de la disolución (V_2). Se debe tener en cuenta que se puede utilizar cualquier tipo de unidad, ya sean litros, mililitros, molaridad, porcentajes, etc., siempre y cuando las unidades de las concentraciones y los volúmenes sean iguales en ambos miembros de la ecuación.

Ejemplo resuelto 9

Una forma de detectar LSD es el test de Erlich, que requiere una disolución de HCl 3,25 M. El ácido clorhídrico concentrado (la forma en que la mayoría de los laboratorios compra HCl) es 12,1 M. Si se necesitan 100,0 mL de HCl 3,25 M, ¿cuántos mL de HCl concentrado deben diluirse?

SOLUCIÓN

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$\left. \begin{array}{l} M_1 = 12,1 \text{ M} \\ V_1 = ? \end{array} \right\} \text{Disolución inicial}$$

$$\left. \begin{array}{l} M_2 = 3,25 \text{ M} \\ V_2 = 100,0 \text{ mL} \end{array} \right\} \text{Disolución final}$$

$$(12,1 \text{ M})(V_1) = (3,25 \text{ M})(100 \text{ mL}) \Rightarrow$$

$$V_1 = \frac{(3,25 \text{ M})(100 \text{ mL})}{12,1 \text{ M}} = 26,9 \text{ mL}$$

Práctica 5.9

El ácido clorhídrico concentrado es HCl 37,2%. Calcular el porcentaje final de HCl de la disolución diluida usada en el test de Erlich del Ejemplo resuelto 9.

RESPUESTA

HCl 10,0%

Ejemplo resuelto 10

Un test presuntivo generalmente es rápido y barato, y si su resultado es positivo indica que el compuesto químico de interés muy probablemente está presente en la muestra. Para demostrar de forma definitiva la presencia de ese compuesto se requiere un test confirmativo. Para la heroína, el test presuntivo se realiza añadiendo una disolución de cloruro de mercurio(II), que forma una roseta de cristales en forma de aguja si la heroína está presente. En las indicaciones para preparar la disolución se requieren 13,9 mL de una disolución madre 1,00 M que debe diluirse en 75,0 mL. ¿Cuál es la molaridad final de la disolución de cloruro de mercurio(II) para la prueba?

SOLUCIÓN

$$\left. \begin{array}{l} M_1 V_1 = M_2 V_2 \\ M_1 = 1,00 \text{ M} \\ V_1 = 13,9 \text{ mL} \end{array} \right\} \text{Disolución inicial}$$

$$\left. \begin{array}{l} M_2 = ? \\ V_2 = 75,0 \text{ mL} \end{array} \right\} \text{Disolución final}$$

$$(1,00 \text{ M})(13,9 \text{ mL}) = (M_2)(75,0 \text{ mL}) \Rightarrow$$

$$M_2 = \frac{(1,00 \text{ M})(13,9 \text{ mL})}{(75,0 \text{ mL})} = 0,185 \text{ M HgCl}_2$$

Práctica 5.10

La droga PCP (fenciclidina, “polvo de ángel”) forma cristales que parecen agujas bifurcadas cuando reacciona con una disolución de yoduro de potasio. ¿Qué concentración (M) debería tener la disolución madre si el procedimiento exige 25,0 mL de disolución madre que debe diluirse en 100,0 mL para obtener una disolución de KI 0,600 M?

RESPUESTA

KI 2,40 M

5.8 | Química de los ácidos

En los apartados anteriores de este capítulo hemos visto ejemplos de disoluciones acuosas, la manera de expresar sus concentraciones y los factores que afectan a la solubilidad de los compuestos. En este apartado y en el siguiente vamos a centrarnos en dos tipos comunes de disoluciones acuosas, los ácidos y las bases, que son importantes en el laboratorio de química, en la ciencia forense y en los productos de consumo.

Objetivo de aprendizaje

Distinguir entre ácidos fuertes y ácidos débiles.

Tabla 5.2 Nombres, formulaciones y aplicaciones de varios ácidos.

| Nombre | Fórmula | Carácter | Uso común |
|--------------------|---|----------|----------------------------------|
| Ácido clorhídrico | HCl | Fuerte | Productos químicos para piscinas |
| Ácido nítrico | HNO ₃ | Fuerte | Lluvia ácida |
| Ácido sulfúrico | H ₂ SO ₄ | Fuerte | Baterías de los coches |
| Ácido acético | HC ₂ H ₃ O ₂ | Débil | Vinagre |
| Ácido carbónico | H ₂ CO ₃ | Débil | Refrescos |
| Ácido fluorhídrico | HF | Débil | Limpiador de neumáticos |
| Ácido fosfórico | H ₃ PO ₄ | Débil | Tintes de pelo |

Antiguamente los criminales vertían ácido de batería, un ácido muy corrosivo, sobre la cara y las manos de sus víctimas para intentar desfigurar el cadáver e impedir así su identificación. Con la llegada de las pruebas de DNA, desfigurar los cuerpos ya no impide su identificación. Los oficiales de policía y los investigadores frecuentemente encuentran varios ácidos en los laboratorios clandestinos que fabrican drogas ilegales. Estos ácidos crean una situación que puede ser peligrosa. La posesión de precursores químicos clave, incluidos los ácidos, para la fabricación ilegal de drogas es suficiente en muchas jurisdicciones para asegurar un arresto por el intento de producir drogas ilegales. No obstante, a pesar de que los ácidos desempeñan un papel importante en delitos como éste, los ácidos se usan con mayor frecuencia para fines legítimos en el laboratorio y para la fabricación de productos de consumo. Un ácido se puede definir de forma sencilla diciendo que es un compuesto que puede ceder un ion hidrógeno, H⁺, en una disolución. La mayoría de los ácidos se identifican fácilmente por el hecho de que la fórmula empieza con el átomo de hidrógeno. En la Tabla 5.2 se muestran los ácidos más comúnmente usados y los productos que los contienen.

Los ácidos se pueden clasificar como **débiles** o **fuertes**, dependiendo de si el ácido es un electrólito débil o fuerte. Por ejemplo, un ácido débil como el ácido acético sólo se disocia parcialmente en sus iones (H⁺ y C₂H₃O₂⁻) en disolución. Por ello, una disolución de ácido acético es un conductor débil de la electricidad. Un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico (HCl), se disocia completamente en iones en disolución y es muy buen conductor de la electricidad.

El ácido fluorhídrico es un ejemplo de ácido débil, pero por ello no se puede pensar que los ácidos débiles no son peligrosos: ¡el ácido fluorhídrico puede disolver fácilmente el vidrio! Es importante comprender que los calificativos de *débil* y *fuerte* no se refieren a la concentración ni al grado de peligrosidad.

Los ácidos experimentan una reacción de reducción-oxidación con ciertos metales. Por ejemplo, el ion hidrógeno (H⁺) se puede reducir a gas hidrógeno (H₂) cuando se añade hierro metálico a un ácido. Esta reacción, mostrada en la Figura 5.8, se puede usar para visualizar un número de serie que se ha borrado de un arma de fuego. Cuando sobre un metal se imprime un número de serie, en la estructura sólida del metal se producen deformaciones que son más profundas que los propios números. Si en la zona donde se ha borrado el número de serie de un arma se añaden ácidos, la reacción ocurre más rápidamente donde la estructura está deformada. El hierro donde estaba el número de serie se ha eliminado, y se puede recuperar visualmente el número. En la Figura 5.8 se muestra un estuche que contiene disoluciones ácidas para varios tipos de metales.



Figura 5.8 Estuche con una colección de disoluciones ácidas usadas para recuperar números de serie (grabados al agua fuerte) en una variedad de superficies metálicas. (Gentileza del Wisconsin Dep. of Justice, Crime Labs Division.)

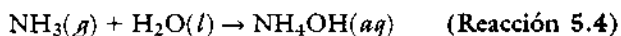
Objetivo de aprendizaje

Distinguir entre bases fuertes y débiles.

5.9 | Química de las bases

Una definición sencilla de **base** dice que es un compuesto que produce el ion hidróxido, OH^- , en disolución. En las reacciones de neutralización, una base reacciona con un ácido para formar una sal y agua. En la Tabla 5.3 se muestran algunas bases comunes que se pueden encontrar a diario en los productos de consumo. Los términos *cáustico*, *lejía*, *alcalino* y *álcali* se asocian todos ellos con compuestos que son bases.

El hidróxido de amonio se llama también *amoníaco acuoso* porque se forma por la reacción del amoníaco y el agua, como se ilustra en la siguiente reacción:



En la Tabla 5.3 se observa claramente que los compuestos básicos se usan principalmente como agentes limpiadores. La razón de esto es la capacidad que tienen las bases de reaccionar con la grasa y producir jabones solubles en agua. De hecho, la receta tradicional para preparar jabones es combinar grasa animal con lejía (NaOH). Este tipo de reacción se llama **reacción de saponificación**. A veces los fregaderos de las cocinas se atascan por la acumulación de grasa dentro de las tuberías. Echando hidróxido sódico concentrado en el desagüe del fregadero la grasa se convierte en jabón, que se disuelve en el agua y desatasca el desagüe.

La acción del jabón depende del principio de “semejante disuelve a semejante”. La molécula de jabón tiene una cadena de carbono muy larga y no polar con un grupo iónico al final, como se muestra en la Figura 5.9. La región iónica de la molécula de jabón se asocia con la región polar positiva de las moléculas de agua. Esta interacción es lo suficientemente fuerte para disolver la parte no polar de la molécula. Cuando una molécula de grasa larga y no polar

Tabla 5.3 Nombres, fórmulas y aplicaciones de varias bases.

| Nombre | Fórmula | Carácter | Uso común |
|----------------------|--------------------------|----------|------------------------|
| Hidróxido de amonio | NH_4OH | Débil | Limpiadores |
| Hidróxido de sodio | NaOH | Fuerte | Desatascadores |
| Hidróxido de potasio | KOH | Fuerte | Limpiadores en general |
| Hidróxido de calcio | $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | Fuerte | Limpiadores de baños |

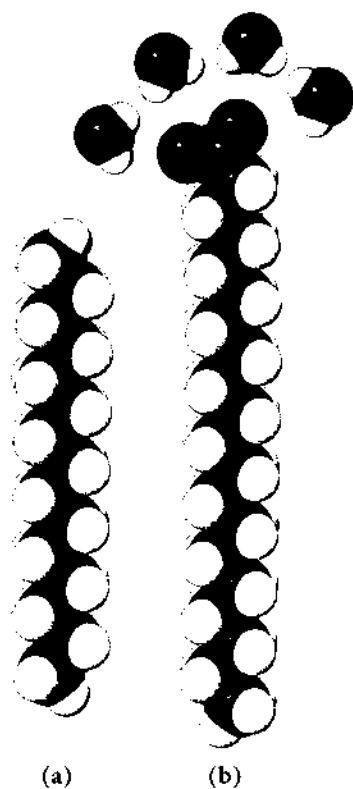


Figura 5.9 ¿Cómo actúa el jabón para disolver el aceite y la grasa? (a) Las moléculas de aceite y grasa están formadas por largas cadenas de átomos de carbono e hidrógeno. (b) La molécula de jabón tiene una estructura similar de cadena larga, pero también tiene un extremo polar ionizado. El extremo polar interactúa fuertemente con el agua, sirviendo de intermediario de la solubilidad entre el agua y el aceite.

está en contacto con la molécula de jabón, las cadenas de carbono no polares se asocian una con otra y la grasa se disuelve en el agua. Veremos con más detalle la naturaleza de las interacciones de las moléculas en el Capítulo 6.

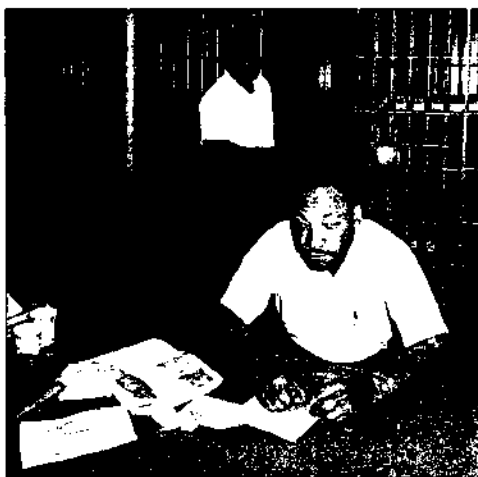
Una situación inusual se da cuando un cuerpo humano, que para una persona media contiene un 10% a 30% de grasa, se entierra en un suelo alcalino. El proceso normal de descomposición no ocurre. En lugar de ello se produce una reacción de saponificación y el cuerpo se convierte en una sustancia cerosa, tipo jabón, llamada *adipocera* o *cera grave*.

5.10 | Escala de pH y disoluciones tampón

En junio de 1964, el Dr. Martin Luther King, Jr., fue a St. Augustine, Florida, y fue rápidamente arrestado y condenado a 10 días de cárcel por intentar comer en el Monson Motor Lodge Restaurant, un local segregacionista. El arresto del Dr. King inició una serie de protestas. El 18 de junio, un gran número de activistas de los derechos civiles se reunieron para sentarse delante del Monson Motor Lodge.

Al mismo tiempo, otros manifestantes hicieron algunas incursiones en las playas segregacionistas de St. Augustine. Quizás inspirados por estas incursiones, un grupo de activistas decidió ir a nadar a la piscina del hotel del Monson

Objetivo de aprendizaje
Describir qué mide la escala de pH y cuál es la función de una disolución tampón.



El Dr. Martin Luther King cumpliendo la pena de 10 días de cárcel por intentar comer en un restaurante segregacionista en St. Augustine, Florida, en junio de 1964. (Bettmann/Corbis)

Motor Lodge. Al verlo, el director del hotel, James Brock, fue a donde se guardaban los productos químicos para la piscina y volvió con dos garrafas de ácido muriático, más comúnmente conocido en el laboratorio químico como ácido clorhídrico. Mr. Brock echó las dos garrafas de ácido concentrado en la piscina para sacar a los manifestantes del agua, lo cual quedó registrado, como puede verse más abajo.

El ácido clorhídrico concentrado es un compuesto extremadamente peligroso que fácilmente puede causar quemaduras químicas graves, y ésta fue exactamente la razón por la que Mr. Brock decidió añadirlo al agua de la piscina. ¿Qué efecto



James Brock, director del Monson Motor Lodge, echando ácido clorhídrico concentrado en la piscina del hotel para conseguir sacar del agua a los activistas de los derechos civiles. (Bettmann/Corbis)



La presencia de residuos de un disparo se puede determinar aplicando rodizonato de sodio a un pH de 2,8. Un ensayo positivo producirá un color escarlata. (Jeffrey Scout Doyle/www.FirearmsID.com)

produjo el ácido clorhídrico cuando se añadió en un gran volumen de agua? ¿Sufrieron daños los nadadores? ¿Cómo se pudo determinar el efecto? La respuesta se encuentra en el conocimiento de una medida de la acidez conocida como la *escala de pH*. Lo que ocurrió a los manifestantes en la piscina se describe al final de la Sección 5.11.

Usted puede conocer el término *pH* si ha oído o visto anuncios de productos de consumo con el lema “pH ajustado”. El término también se usa en regulaciones medioambientales que especifican el intervalo de pH legal para los vertidos de aguas residuales industriales en el medio ambiente. Cuando los científicos forenses buscan restos de pólvora, aplican en la zona una disolución que tiene un pH de 2,8, y luego un compuesto llamado *rodizonato de sodio* ($\text{Na}_2\text{C}_6\text{O}_6$). Ocurre una reacción química que cambia los residuos de pólvora a un color rosa-rojo, pero sólo después de que el pH de la zona haya sido adecuadamente ajustado. Muchas reacciones químicas requieren entre sus condiciones un intervalo de pH específico.

¿Pero qué significa pH y por qué se usa? El concepto de pH fue desarrollado como una forma de expresar la acidez de una disolución. Un ácido es cualquier compuesto que produce iones hidrógeno en la disolución. Sin embargo, un ácido fuerte, tal como el ácido clorhídrico, producirá más iones hidrógeno libres en disolución que un ácido débil, tal como el ácido acético (incluso si el ácido fuerte y el débil tienen la misma concentración molar).

En 1909, Søren Sørensen, un científico danés, publicó un trabajo en el cual había determinado la acidez de una muestra midiendo cuántos iones de hidrógeno libres había en la disolución. Desarrolló el concepto de pH para expresar la acidez: la *p* se refiere al logaritmo negativo potencia de 10, la *H* se refiere al ion hidrógeno. Para cada variación de una unidad en el pH, la concentración de iones hidrógeno cambia en un factor de 10, ya que el pH es una escala logarítmica. Una disolución con un pH de 6 tiene 10 veces la cantidad de ion hidrógeno que tiene una disolución con un pH de 7.

La escala de pH va de 0 a 14; un pH 7 es neutro. Éste es el pH del agua pura, que tiene una concentración muy baja de iones hidrógeno ($0,0000001 \text{ M}$) naturalmente presentes. El agua pura tiene también la misma concentración de iones hidróxido ($0,0000001 \text{ M}$). Si el pH es más bajo que 7, la disolución es ácida y la concentración de iones hidrógeno es mayor que la concentración de iones hidróxido. Si el pH es mayor que 7, la disolución es básica y la concentración de iones hidróxido es mayor que la concentración

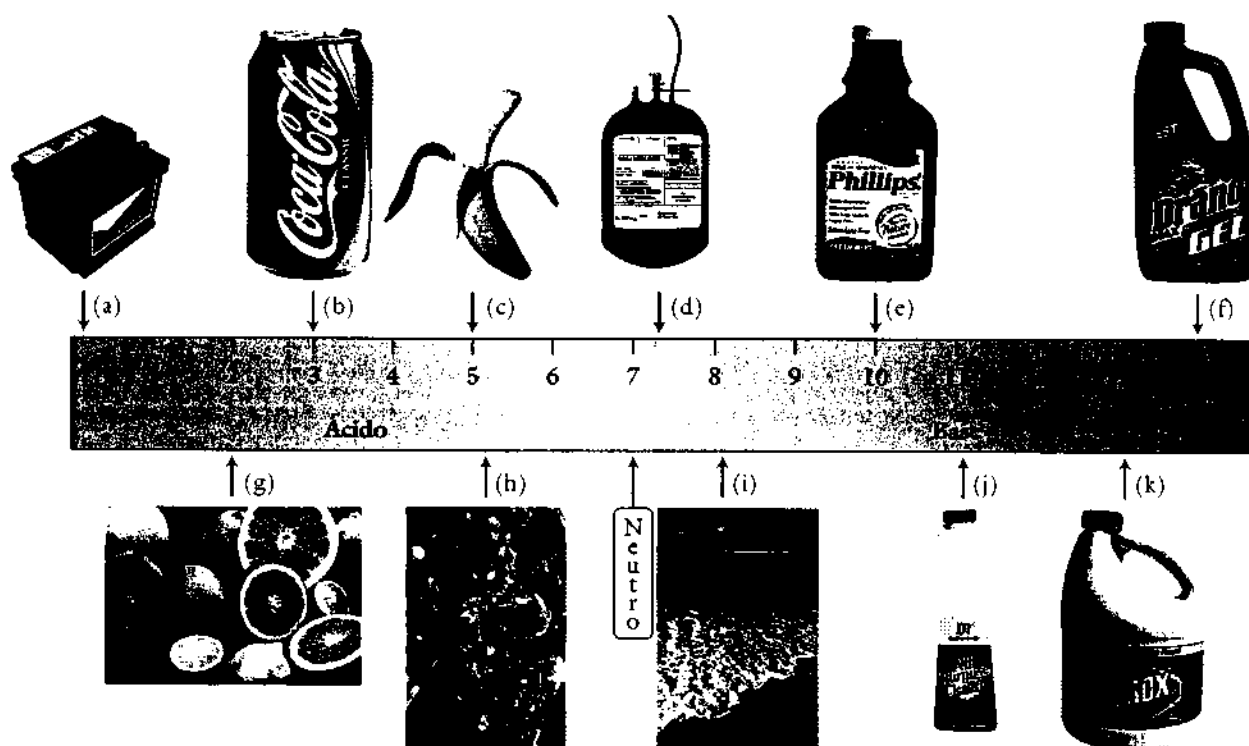


Figura 5.10 La escala de pH. El pH de las disoluciones comunes, que incluyen agua de lluvia y agua de mar, puede variar a lo largo de toda la escala de pH. (a: Ingram Publishing/Alamy; b: The Coca-Cola Company; c: Brand X Pictures/Getty; d: Davies & Starr/The Image Bank/Getty; e, f, h, i: The Photo Works; g: Photodisc Green/Getty Images; j: Tony Cortazzi/Alamy; k: Corbis)

de iones hidrógeno. La Figura 5.10 ilustra la escala de pH y el valor del pH de algunas disoluciones comunes.

5.11 Las matemáticas de las disoluciones: cálculo del pH

Objetivo de aprendizaje

Calcular el pH de las disoluciones.

Para poder calcular el pH de una disolución se debe conocer la concentración de iones de hidrógeno libres. Para los ácidos fuertes, la concentración de iones de hidrógeno libres se corresponderá con la concentración molecular del ácido debido a la disociación total de los ácidos fuertes. El pH se calcula según la siguiente ecuación:

$$\text{pH} = -\log \underbrace{[\text{H}^+]}_{\text{p}}$$

Los paréntesis significan la molaridad de H^+ en la disolución.

Ejemplo resuelto 11

¿Cuál es el pH de una disolución de HCl 0,10 M?

SOLUCIÓN El HCl es un electrólito fuerte que se disocia totalmente en H^+ y Cl^- . Por lo tanto, $[\text{H}^+] = 0,10$ M. El logaritmo de 0,10 en base 10 es

$$\log [\text{H}^+] = \log (0,1) = -1$$

El pH del HCl es

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -[-1] = 1$$

Práctica 5.11

¿Cuál es el pH de una disolución de HNO_3 0,010 M?

RESPUESTA

pH = 2

Ejemplo resuelto 12

Una lata de soda es sospechosa de haber sido adulterada con la adición de hidróxido de sodio. La concentración de H^+ se determinó como 0,00094 M. ¿Sustenta esto la sospecha de que se ha adulterado añadiendo hidróxido sódico?

SOLUCIÓN Determinar el pH de la soda: $\text{pH} = -\log (0,00094) = 3,03$. Esto es un pH ácido, y razonable para el pH de la soda de acuerdo con la Figura 5.10. Si se añadió hidróxido sódico, el pH debería ser más alto. Por lo tanto, el pH no demuestra la sospecha de la adulteración con hidróxido de sodio.

Práctica 5.12

Si los $[\text{H}^+]$ de la soda del Ejemplo resuelto 12 fueran 0,000000014 M, ¿sustentaría este dato la sospecha de la adulteración por adición de hidróxido sódico?

RESPUESTA

El pH de la soda es 7,85 y, por tanto, sí ha tenido lugar una adulteración. Serían necesarios más ensayos para confirmar si la sustancia añadida fue NaOH.

Volviendo al incidente de la piscina en el Monson Motor Lodge, podemos estimar ahora el efecto del ácido en el pH del agua. Recuerdese que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte y, por ello, se disocia totalmente en el agua. La concentración final de ion hidrógeno en la piscina se correspondería con la concentración final del ácido clorhídrico. Para calcular el pH del agua en la piscina hay que hacer unas pequeñas aproximaciones sobre el tamaño de la piscina. La capacidad de una piscina típica está entre 20 000 y 40 000 galones. Una capacidad de 20 000 galones representaría el peor caso, ya que se produciría la menor dilución del ácido. La concentración de ácido clorhídrico que se usa normalmente en las piscinas es del 30% al 32%. Sin embargo, la concentración en el peor caso sería del 37,2% (12,1 M), la forma más concentrada del ácido clorhídrico. Suponiendo que se echaron dos galones de HCl en la piscina, el pH final calculado es

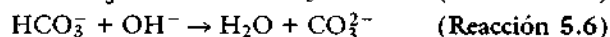
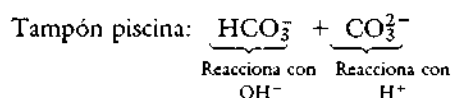
$$\left. \begin{array}{l} M_1 = 12,1 \text{ M} \\ V_1 = 2 \text{ galones} \end{array} \right\} \text{Disolución inicial}$$

$$\left. \begin{array}{l} M_2 = ? \\ V_2 = 20\,000 \text{ galones} \end{array} \right\} \text{Disolución inicial}$$

$$\begin{aligned}
 M_1 V_1 &= M_2 V_2 \\
 (12,1 \text{ M})(2 \text{ galones}) &= M_2 (20\,000 \text{ galones}) \Rightarrow \\
 M_2 &= \frac{(12,1 \text{ M})(2 \text{ galones})}{20\,000 \text{ galones}} = 0,00121 \text{ M} \Rightarrow \\
 \text{pH} &= -\log 0,00121 = 2,92
 \end{aligned}$$

El pH de la piscina del Monson Motor Lodge probablemente no habría tenido esta bajada porque muchas piscinas se mantienen a un pH entre 7,2 y 7,8 con una disolución tampón. Una **disolución tampón** es una combinación de un ácido débil y una sal soluble que contiene el mismo anión que el ácido débil. Una disolución tampón tiene la habilidad de consumir ambos iones hidrógeno e hidróxido, lo que previene, hasta cierto punto, un cambio drástico del pH.

Si se añade un ácido fuerte en una disolución tamponada con un ácido débil y su sal, los iones hidrógeno se combinarán con el anión de la sal para formar una molécula del ácido débil. Esto tiene un efecto de eliminación del ion hidrógeno en la disolución. Si una base fuerte se añade en una disolución tamponada, ésta se neutraliza por el ácido débil; los productos de esta reacción son el agua y la sal del ácido débil. Si se añade una cantidad excesiva de ácido o base, se “sobrepasa” la capacidad del tampón y el pH cambiará. A continuación se ilustra la habilidad de un tampón para resistir un cambio en el pH :



La Reacción 5.5 ilustra la neutralización de un ácido fuerte reaccionando con el ion carbonato, formando el ion bicarbonato (HCO_3^-), un ácido débil. En la Reacción 5.6, una base fuerte se neutraliza reaccionando con el ion bicarbonato para producir agua y el ion carbonato. En ambas situaciones, el pH de las disoluciones se estabiliza porque ningún ion hidróxido ni ion hidrógeno permanecen en la disolución.

Hay muchas situaciones en que es deseable mantener el pH cerca de un valor determinado. La sangre, por ejemplo, tiene que tener un valor de pH entre 7,35 y 7,45. En términos médicos, *acidosis* y *alcalosis* se refieren a las condiciones en las cuales el pH tamponado de la sangre se desborda, produciendo consecuencias médicas graves.

El pH final de la piscina después de que se añadiera el ácido muriático no pudo ser demasiado peligroso, pero los activistas de los derechos civiles que estaban cerca de James Brock cuando echó el ácido a la piscina corrieron un peligro muy real porque el ácido concentrado no se diluyó instantáneamente.



5.12 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Apocalipsis acuático

Investigar los peces muertos es realmente duro porque puede haberse debido a un vertido criminal de contaminantes o a causas naturales, tales como una reducción en la cantidad de oxígeno disuelto causada por el calor

del verano. Sin embargo, la magnitud del número de peces muertos simultáneamente en el White River y las elevadas concentraciones de amoníaco en el Anderson POTW condujeron a los investigadores a centrar su atención en el Anderson POTW y en las industrias que vierten aguas residuales a la planta Anderson POTW.

¿Por qué hubo elevadas concentraciones de amoníaco en el río? Las bacterias que deberían convertir el amoníaco residual en iones nitrito y luego en iones nitrato inofensivos se encontraron muertas dentro del sistema de tratamiento de aguas residuales. Pero únicamente las concentraciones elevadas de amoníaco no podrían explicar la gran cantidad de peces muertos. ¿Qué mató a las bacterias? Algo entró en la planta Anderson POTW que produjo estragos en el White River.

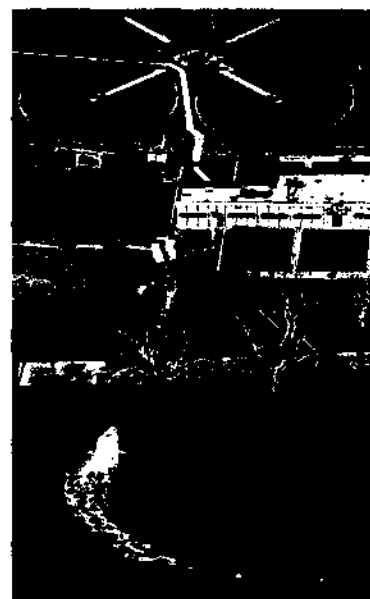
Periódicamente se analizaban muestras de las aguas residuales que fluían desde las industrias a la planta Anderson POTW, y el 16 de diciembre de 1999 se examinó una muestra procedente de Guide Corporation, una compañía que recubre con cobre, cromo y níquel las estructuras de plástico para los faros. El análisis identificó un número de sustancias altamente tóxicas que envenenaron el río y el sistema de tratamiento de aguas residuales. En la investigación, se centró la atención en el siguiente escenario.

La Guide Corporation había arrendado la planta de producción a la General Motors con el acuerdo de que la planta sería cerrada y desmantelada no más tarde del 22 de diciembre de 1999. Este proceso requería eliminar cientos de miles de galones de disoluciones de recubrimiento y lodos conteniendo metales que se habían acumulado en el fondo de los tanques durante décadas.

Para verter las disoluciones de recubrimiento y los lodos, había que eliminar los iones metálicos de las disoluciones. Este proceso era complicado por el hecho de que el recubrimiento requiere iones metálicos en la disolución de operación, que están estrechamente enlazados a otros compuestos que los mantienen en disolución (un proceso llamado **quelación**). El primer paso en la eliminación de los iones metálicos en la disolución es invertir el proceso de quelación para liberar los iones metálicos proporcionando un ion alternativo que una más fuertemente el quelato que el ion metálico. Una vez que los iones metálicos se han liberado, se añade hidróxido de sodio para aumentar el pH y precipitar los hidróxidos metálicos insolubles.

El paso final es eliminar cualquier traza de iones metálicos en la disolución añadiendo dimetilditiocarbamato de sodio, conocido también como HMP2000, un compuesto que es extremadamente tóxico para la vida acuática. Se debe usar con gran cuidado en el tratamiento de aguas residuales, porque se descompone formando un compuesto llamado *thiram* (1,1'-ditiobis(N,N-dimetiltio-)formamida), que es aún más tóxico. Después de que todos estos pasos se han completado adecuadamente, los sólidos precipitados se sedimentan por gravedad en un tanque durante 8 a 10 días antes de que el agua pueda verterse al río.

La Guide Corporation estaba bajo una gran presión interna para desmantelar la instalación rápidamente. En el apresuramiento de la compañía se cometieron errores y violaciones flagrantes del protocolo. La etapa final de que las disoluciones sedimentaran durante 8 a 10 días se redujo a unas 2 a 4 horas. En condiciones normales, se deberían utilizar 20 a 30 galones de HMP2000 para tratar un carga de 100.000 galones de disolución. Durante el desmantelamiento, la cantidad de HMP2000 requerida se calculó mal, y cada lote se trató con 1000 galones. ¡Se usaron más de 10.000 galones en 10 días! Grandes cantidades de HMP2000 no tratado circuló hacia la planta Anderson POTW, matando todas las bacterias en su instalación de tratamiento biológico y produciendo índices elevados de amoníaco. La planta fue entonces descargando concentraciones tóxicas de amoníaco, HMP2000 y *thiram*. También se vertieron cantidades ilegales



The Anderson Public Owned Treatment Works, Anderson, Indiana. (The Indianapolis Star)

de iones metálicos porque algunos lotes de disolución de recubrimiento estaban aún complejados químicamente (contenían quelatos) cuando se añadió el hidróxido sódico, y por lo tanto los iones no precipitaron.

Después de largas batallas legales de demandas judiciales estatales y federales contra Guide Corporation, la compañía acordó pagar 14 millones de dólares en multas para restituir el río y reaprovisionarlo de peces. La planta Anderson POTW acordó hacer mejoras en la instalación de tratamiento para prevenir otro vertido similar. Las posibilidades a largo plazo para el estado ecológico del White River son buenas debido a la descomposición y la eliminación natural de los contaminantes en el río.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Una disolución está constituida por un disolvente (el mayor componente) y un soluto (el menor componente). Una disolución acuosa se refiere específicamente al uso del agua como disolvente.
- Los compuestos iónicos y los compuestos moleculares polares se disuelven en agua debido a la naturaleza polar del agua. La diferencia entre la electronegatividad del hidrógeno y la del oxígeno es tal que los electrones apareados están más cerca del átomo de oxígeno, constituyendo una región polar negativa. La ausencia de electrones apareados cerca de los átomos de hidrógeno constituye a su vez una región polar positiva.
- Las moléculas de agua orientan sus regiones polares para atraer la región cargada opuestamente del soluto. Al rodear la partícula de soluto, el agua es capaz de vencer las fuerzas de enlace de la partícula de soluto en el sólido.
- La temperatura del disolvente, la superficie del soluto y la concentración del soluto en una disolución afectan a la velocidad de disolución de las sustancias. Un polvo fino que simultáneamente se calienta y se agita se disolverá más rápidamente.
- Los electrólitos son compuestos que, cuando se disuelven en agua, pueden conducir la electricidad ya que se disocian en iones que son libres para moverse entre los electrodos cargados opuestamente. Los no electrólitos son compuestos que no conducen la electricidad porque no se disocian en iones al disolverse.
- Los compuestos que se disocian totalmente en iones en una disolución se llaman electrólitos fuertes; los que se disocian parcialmente se llaman electrólitos débiles.
- Las disoluciones saturadas contienen la máxima concentración de soluto disuelto que la disolución puede admitir a una temperatura dada. Las disoluciones con una concentración menor se llaman insaturadas, y las disoluciones no estables que contienen más soluto disuelto se llaman supersaturadas.
- Las ecuaciones iónicas netas muestran las especies iónicas en disolución que forman precipitados insolubles. Los otros iones en disolución mostrados en la ecuación iónica total proveen el balance de carga en la ecuación, pero son intercambiables con otros iones.
- La concentración del soluto en las disoluciones se expresa comúnmente como molaridad (M), que es matemáticamente igual a los moles de soluto dividido por los litros de disolución. Las disoluciones madre son disoluciones preparadas cuidadosamente con una concentración conocida, de las cuales se pueden preparar otras disoluciones diluidas.
- Un ácido es un compuesto que producirá iones hidrógeno cuando se disuelva en agua. Los ácidos pueden ser fuertes (totalmente disociados) o débiles (parcialmente disociados). Una base es un compuesto que producirá iones hidróxido cuando se disuelva en agua. Las bases pueden ser fuertes (totalmente disociadas) o débiles (parcialmente disociadas).
- El pH de una disolución es una medida logarítmica de la concentración de los iones libres de hidrógeno. La escala de pH va de 0 (ácido) a 14 (básico); un pH 7 representa el valor de pH neutro.
- Una disolución tampón es una mezcla de un ácido débil y una sal soluble de ácido débil. Esta mezcla puede reaccionar tanto con ácidos fuertes como con bases fuertes para evitar un cambio sustancial en el pH de la disolución original.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|----------------------------|---------------------------------|-------------------------|---------------------------|
| Acuoso, p. 136 | Saturado, p. 142 | Molaridad (M), p. 148 | Disolución tampón, p. 158 |
| Disolvente, p. 136 | Insaturado, p. 142 | Disolución madre p. 149 | Acción quelante, p. 159 |
| Soluto, p. 136 | Sobresaturado, p. 142 | Ácido, p. 151 | |
| Polar, p. 137 | Ecuación iónica total, p. 146 | Ácido débil, p. 151 | |
| Electrólito, p. 140 | Ion inerte o espectador, p. 146 | Ácido fuerte, p. 151 | |
| No electrólito, p. 140 | | Base, p. 152 | |
| Electrólito fuerte, p. 140 | | Saponificación, p. 152 | |
| Electrólito débil, p. 140 | Ecuación iónica neta, p. 146 | pH, p. 155 | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

Doyle, A.C. *Sherlock Holmes: The Complete Novels and Stories*, vol. 1, New York: Random House, 2003.

Lane, B. *The Encyclopedia of Forensic Science*, London: Magpie Books, 2004.

Siegel, J.A., ed. *Encyclopedia of Forensic Sciences*, San Diego: Academic Press, 2000.

U.S. Department of Justice, *Processing Guide for Developing Latent Prints*, Washington, D.C.: U.S. Department of Justice, 2000.

Para más información sobre el incidente de la piscina en St. Augustine, Florida:
www.drbronsontours.com/bronsontourhistorypageamericancivilrights.html

Un artículo sobre los trabajos de la Food and Drug Administration para reforzar la Federal Anti-Tampering Act:
www.fda.gov/fdac/features/695_forensic.html

La demanda civil de la Environmental Protection Agency contra la Guide Corporation:
www.epa.gov/epaospr/whiteriver/complaint/epacomplaint.pdf

Para información adicional sobre la muerte de los peces en el White River:
www2.indystar.com/library/factfiles/environment/white_river/fish_kill.html

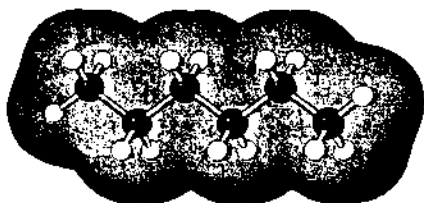
CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO**Cuestiones**

- ¿Qué es un disolvente? ¿Cuál es el disolvente más usado en las disoluciones? (5.1)
- ¿Qué es un soluto? Explicar la diferencia entre disolvente y soluto. (5.1)
- Esquematizar un vaso de precipitados conteniendo una disolución acuosa de K_2S . Mostrar las moléculas de agua interaccionando correctamente con las partículas del soluto. Indicar el disolvente y el soluto. (5.2)
- Modificar el esquema de la Cuestión 3 incluyendo un cátodo y un ánodo. Indicar con flechas la dirección en la cual los cationes y aniones se moverán a través de la disolución. (5.4)
- ¿Qué diferencia hay en el proceso de disolución de compuestos iónicos tales como la sal de mesa ($NaCl$) en comparación con compuestos moleculares polares tales como el azúcar? (5.2)
- Antiguamente los mecánicos usaban gasolina para limpiar la grasa de sus manos y brazos (¡una práctica muy peligrosa que no se debería hacer!). Explicar por qué lo hacían. (5.2)
- Explicar la diferencia entre los electrólitos y los no electrólitos. Dar ejemplos de ambos. (5.4)
- Explicar la diferencia entre electrólitos fuertes y débiles. Dar ejemplos de ambos y decir qué compuestos/iones se encontrarían en disolución en cada ejemplo. (5.4)
- Explicar la diferencia entre una disolución saturada y una disolución insaturada. (5.5)
- ¿Cómo se podría determinar si una disolución es saturada o no? (5.5)
- Explicar cómo se prepara una disolución sobresaturada. (5.5)
- ¿Qué compuestos de la Figura 5.4 tienen la mayor solubilidad a 20 °C? ¿Y a 50 °C? (5.5)

13. ¿Cuál es el papel de los iones inertes en una reacción de precipitación? ¿Puede ocurrir una reacción de precipitación sin iones inertes? (5.6)
14. Usted debe haber oído el viejo dicho "si no eres parte de la solución, eres parte del problema". Explicar el viejo chiste químico "si no eres parte de la disolución, eres parte del precipitado". (5.6)
15. El agua, una molécula polar, está indicada con el 1 en la siguiente figura. El hexano, un disolvente orgánico no polar, está indicado con el 2. ¿Qué compuestos se mezclarán juntos? La molécula (a) es etanol, la (b) es ciclohexano y la (c) es decano. (5.2)



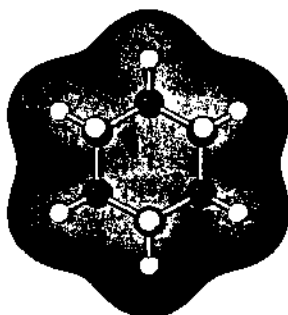
1



2



(a)



(b)



(c)

16. ¿Qué intenta mostrar la ecuación iónica total? ¿Por qué se utiliza? (5.6)
17. ¿Qué intenta mostrar la ecuación iónica neta? ¿Por qué se utiliza? (5.6)
18. ¿Qué factores afectan a la velocidad de disolución de un compuesto soluble? (5.3)
19. ¿Qué tres cosas se pueden hacer para incrementar la velocidad a la cual se disuelve una sustancia? (5.3)
20. ¿Cuál es la definición de un ácido? ¿Y de una base? (5.8 y 5.9)
21. ¿Cuál es la diferencia entre un ácido débil y uno fuerte? ¿Y entre una base débil y una fuerte? (5.8 y 5.9)
22. ¿Son los ácidos débiles inherentemente más seguros que los ácidos fuertes? (5.8)
23. Nombrar dos tipos de reacciones que pueden experimentar los ácidos. (5.8)
24. Nombrar dos tipos de reacciones que pueden experimentar las bases. (5.9)
25. ¿Cuál es el propósito de la escala de pH? ¿Por qué se desarrolló? (5.10)
26. Si el pH de una disolución aumenta de 5,0 a 8,0, ¿qué ocurre con la concentración de iones de hidrógeno en la disolución? (5.10)
27. ¿Cuál es el objetivo de una disolución tampón? ¿Cómo funciona? (5.10)
28. ¿Qué se podría hacer experimentalmente para determinar si una disolución contiene un tampón? (5.11)

Problemas

29. Identificar para cada uno de los siguientes compuestos si son electrólitos o no electrólitos. (5.4)
- $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$
 - CH_3OH
 - HCl
 - CO_2
30. Identificar para cada uno de los siguientes compuestos si son electrólitos o no electrólitos. (5.4)
- MgCO_3
 - S_2O_3
 - NaOH
 - $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
31. Identificar para cada uno de los siguientes compuestos si son electrólitos fuertes o electrólitos débiles. (5.4)
- CaCl_2
 - HCl

- (c) NH_4OH
(d) H_3PO_4
32. Identificar para cada uno de los siguientes compuestos si son electrolitos fuertes o electrolitos débiles. (5.4)
(a) HNO_3
(b) NaOH
(c) LiF
(d) H_2CO_3
33. La solubilidad del cianuro de sodio es de 48,0 g/100 mL a 25 °C. Determinar si las siguientes disoluciones son saturadas, insaturadas o sobresaturadas. (5.5)
(a) 120,0 g de NaCN disueltos en 250,0 mL
(b) 15,0 g de NaCN disueltos en 25,0 mL
(c) 4,00 g de NaCN disueltos en 8,33 mL
(d) 192 mg de NaCN disueltos en 0,400 mL
34. La solubilidad del cianuro de cadmio es 1,70 g/100 mL a 25 °C. Determinar si las siguientes disoluciones son saturadas, insaturadas o sobresaturadas. (5.5)
(a) 5,661 g de $\text{Cd}(\text{CN})_2$ en 330,0 mL
(b) 348,5 g de $\text{Cd}(\text{CN})_2$ en 20,5 L
(c) 3,40 g de $\text{Cd}(\text{CN})_2$ en 250,0 mL
(d) 85,0 mg de $\text{Cd}(\text{CN})_2$ en 5,00 mL
35. ¿Cuántos gramos de cianuro de potasio se necesitarían para preparar una disolución saturada en los volúmenes indicados abajo? La solubilidad del cianuro de potasio es 50,0 g/100 mL. (5.5)
(a) 1,50 L
(b) 2,75 mL
(c) 0,250 L
(d) 500,0 mL
36. ¿Cuántos gramos de cianuro de potasio se necesitarían para preparar una disolución saturada en los volúmenes indicados abajo? La solubilidad del cianuro de potasio es 50,0 g/100 mL. (5.5)
(a) 3,4 L
(b) 175 mL
(c) 1,80 mL
(d) 500,0 μL
37. Basándose en la gráfica de la Figura 5.4, determinar si una muestra de 40,0 g de cada sal en disolución a una temperatura de 40 °C es insaturada, saturada o sobresaturada. (5.5)
38. Basándose en la gráfica de la Figura 5.4, determinar si una muestra de 50,0 g de cada sal en disolución a una temperatura de 50 °C es insaturada, saturada o sobresaturada. (5.5)
39. Basándose en la gráfica de la Figura 5.4, determinar la solubilidad del KCl a las siguientes temperaturas. (5.5)
(a) 20°C
(b) 45°C
(c) 100°C
(d) 70°C
40. Basándose en la gráfica de la Figura 5.4, determinar la temperatura a la cual las siguientes cantidades de KNO_3 constituyen una disolución saturada. (5.5)
(a) 90,0 g
(b) 10,0 g
(c) 50,0 g
(d) 75,0 g
41. Calcular la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones. (5.7)
(a) 31,45 g de NaCl en 1,50 L
(b) 14,41 g de MgS en 0,750 L
(c) 0,4567 g de CuSO_4 en 825 mL
(d) 25,5 mg de NaCN en 5,00 mL
42. Calcular la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones. (5.7)
(a) 121,45 g de KOH en 100,0 mL
(b) 23,49 g de NH_4OH en 150,0 mL
(c) 217,5 g de LiNO_3 en 1,50 L
(d) 15,25 g de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ en 50,0 mL
43. ¿Cuántos moles de carbonato de calcio hay en las siguientes disoluciones? (5.7)
(a) 25,0 mL de 0,997 M CaCO_3
(b) 10,0 mL de 2,50 M CaCO_3
(c) 525,0 mL de 0,501 M CaCO_3
(d) 1,25 L de 3,42 M CaCO_3
44. ¿Cuántos moles de nitrato de bario hay en las siguientes disoluciones? (5.7)
(a) 45,05 mL de 2,21 M $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
(b) 75,51 mL de $8,5 \times 10^{-2}$ M $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
(c) 1,89 L de 0,0250 M $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
(d) 2,25 L de 1,55 M $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
45. Determinar el número de gramos de carbonato de calcio en las disoluciones del Problema 43. (5.7)
46. Determinar el número de gramos de nitrato de bario en las disoluciones del Problema 44. (5.7)
47. ¿Cuál sería la concentración final de una disolución de ácido clorhídrico preparada diluyendo 100,0 mL de HCl concentrado (12,1 M) en cada uno de los siguientes volúmenes? (5.7)
(a) 250,0 mL

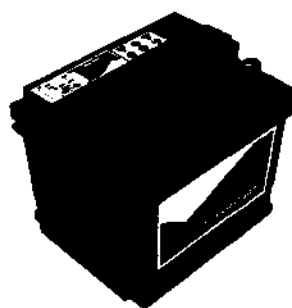
- (b) 1,00 L
(c) 5,00 L
(d) 750,0 mL
48. ¿Cuál sería la concentración final de una disolución de hidróxido de sodio preparada diluyendo 50,00 mL de NaOH concentrado (19,3 M) en cada uno de los siguientes volúmenes? (5.7)
(a) 1,50 L
(b) 500,0 mL
(c) 2,55 L
(d) 4,50 L
49. ¿Cuántos mililitros de HCl concentrado (12,1 M) son necesarios para preparar las siguientes cantidades de ácido? (5.7)
(a) 5,00 L de 0,100 M
(b) 1,00 L de 6,00 M
(c) 2,00 L de 3,00 M
(d) 100 mL de 0,100 M
50. ¿Cuántos mililitros de NaOH concentrado (19,3 M) son necesarios para preparar las siguientes cantidades de base? (5.7)
(a) 8,00 L de 0,250 M
(b) 300 mL de 3,00 M
(c) 0,250 L de 0,125 M
(d) 10,0 mL de 0,01000 M
51. Determinar si los siguientes compuestos son solubles o insolubles. (5.5)
(a) Carbonato de amonio
(b) Carbonato de calcio
(c) Sulfato de calcio
(d) Sulfato de sodio
52. Determinar si los siguientes compuestos son solubles o insolubles. (5.5)
(a) Sulfuro sódico
(b) Sulfuro de hierro(II)
(c) Cloruro de hierro(II)
(d) Cloruro de plata
53. Escribir la ecuación ajustada, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para la siguiente reacción química no ajustada. (5.6)
- $$\text{Na}_2\text{SO}_4(aq) + \text{MgCl}_2(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{MgSO}_4(s)$$
54. Escribir la ecuación ajustada, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para la siguiente reacción química no ajustada. (5.6)
- $$\text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(aq) + \text{Na}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow$$
55. Escribir la ecuación ajustada, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para la siguiente reacción. (5.6)
- $$\text{Acetato de hierro(III)} + \text{sulfuro de sodio} \rightarrow \text{Sulfuro de hierro(III)} + \text{Acetato de sodio}$$
56. Escribir la ecuación ajustada, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para la siguiente reacción. (5.6)
- $$\text{Nitrato de plata} + \text{cloruro de aluminio} \rightarrow$$
57. Nombrar cada uno de los siguientes ácidos. Indicar si son ácidos fuertes o débiles. (5.8)
(a) H_2CO_3
(b) HNO_3
(c) H_3PO_4
(d) H_2SO_4
58. Nombrar cada una de las siguientes bases. Indicar si son bases fuertes o débiles. (5.9)
(a) NH_4OH
(b) NaOH
(c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
(d) KOH
59. De cada uno de los productos de consumo que se muestran en la parte superior de la página siguiente, indicar si contiene un ácido o una base, el nombre del compuesto y la fórmula, y determinar si es un electrólito fuerte o débil. (PC)
60. De cada uno de los productos de consumo que se muestran en la parte inferior de la página siguiente, indicar si contiene un ácido o una base, el nombre del compuesto y la fórmula, y determinar si es un electrólito fuerte o débil. (PC)
61. Calcular el pH de las siguientes disoluciones de HCl. (5.11)
(a) 0,034 M
(b) 0,0054 M
(c) 0,15 M
(d) $2,04 \times 10^{-4}$ M
62. Calcular el pH de las siguientes disoluciones de HNO_3 . (5.11)
(a) 0,24 M
(b) 0,00087 M
(c) 0,25 M
(d) 0,000001 M



(a)



(b)



(c)



(d)

(a, b: The Photo Works; c: Ingram Publishing/Alamy; d: The Coca-Cola Company)

Problemas de química forense

63. Recalcular el pH de la piscina del caso en estudio, suponiendo que la piscina fuera de 40.000 galones y que los dos galones de ácido clorhídrico tuvieran una concentración de 10,2 M. (5.11)
64. El revelador físico es un conjunto de disoluciones usadas para revelar huellas dactilares en diferentes superficies porosas y no porosas. Se usa con frecuencia para encontrar huellas dactilares en el dinero. La receta del FBI para el revelador físico es: la disolución 1 sirve como disolución limpiadora antes de usar una mezcla de las disoluciones 2 a 4, con las que aparecen las huellas dactilares debido a una reacción redox que causa la deposición de plata metálica en las hendiduras de las huellas dactilares. Determinar la concentración de cada ingrediente en las cuatro disoluciones. El volumen final de cada disolución es 1,00 L. (5.7)

Disolución 1: 25,0 g de ácido maleico ($C_4H_4O_4$)

Disolución 2:

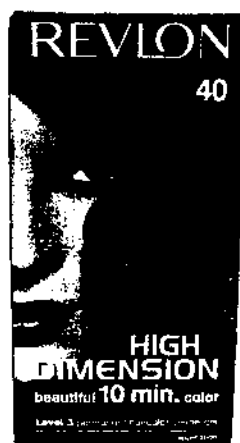
- 30,0 g de nitrato de hierro(III)
- 80,0 g de sulfato amónico de hierro(II)
- ($Fe(NH_4)_2(SO_4)_2$)
- 20,0 g de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$)

Disolución 3:

- 3,00 g de acetato de N-dodecilamina
- ($C_{14}H_{31}NO_2$)
- 4,00 g de synperonic-N (skip – esto es una mezcla)

Disolución 4: 200,0 g de nitrato de plata

65. Basándose en los valores de solubilidad saturada de la Tabla 5.1, calcular las concentraciones molares de las cuatro disoluciones de cianuro mostradas en dicha tabla. (5.5)



(The Photo Works)

66. El caso en estudio del Capítulo 4 trataba de la adulteración del *Tylenol* con cianuro. Comentar, en términos de solubilidad, por qué el polvo de cianuro de potasio es tan mortífero. (5.5)
67. Para determinar la toxicidad de diferentes compuestos se utiliza el concepto de DL_{50} , que es la dosis letal para el 50% de los sujetos ensayados. La DL_{50} del trióxido de arsénico en ratas es 15 mg/kg de masa corporal. Suponiendo que la DL_{50} en los humanos sea similar, determinar la concentración de trióxido de arsénico en 355 mL de una bebida que correspondiera a la DL_{50} . Suponer que la persona tiene una masa promedio de 70 kg. (PC)
68. La DL_{50} del cianuro de potasio en ratas es 50 mg/kg de masa corporal. Suponiendo que la DL_{50} en los humanos es similar, calcular la concentración de cianuro en el estómago de una persona que corresponde a la DL_{50} . Suponer que el estómago humano tiene un volumen de 1,0 L y la masa promedio de una persona es de 70 kg. Comparar la respuesta con la concentración resultante de ingerir una cápsula adulterada que contenga 0,50 g de cianuro de potasio. (PC)
69. “Cal viva” es un viejo término usado para el óxido de calcio, que reacciona con el agua para producir hidróxido de calcio. Escribir la ecuación ajustada para esta reacción. Después de leer el siguiente poema de Oscar Wilde de 1898, comentar la licencia poética que se concede con la química y qué habría ocurrido realmente. (PC)

Balada de la cárcel de Reading

Los guardias se pavoneaban en idas y venidas
cuidando sus rebaños de brutos;
llevaban uniformes impecables,
o vestían los trajes de domingo;
sabíamos dónde habían estado:
la cal viva manchaba sus zapatos.
Pues donde ancha sepultura antes se abría
no quedaba más tumba.
Sólo un tramo de arena y barro
junto al horrible muro
y un cúmulo de cal ardiente
como su paño mortuario.
Pues tiene una mortaja ese desafortunado
como muy pocos pueden reclamar:
en lo profundo, bajo el patio de una prisión,
desnudo, para mayor vergüenza,
yace con los pies aherrajados
envuelto en una sábana de llamas.

Y todo el tiempo la cal ardiente
devora carne y hueso,
devora frágiles huesos en la noche
y carne blanda de día;
alterna carne con hueso;
pero siempre devora el corazón.
Tres largos años estarán sin sembrar,
sin plantar o cultivar allí;
y por tres largos años el lugar infeliz
será estéril, baldío,
y mirará el cielo perplejo,
con mirar sin reproche.

Problemas de casos en estudio

70. George Trepal fue condenado en 1991 por asesinar a su vecina Patty Carry envenenándola con nitrato de talio. Su motivo fue una enemistad de largo tiempo sobre la música alta y los perros incontrolados de la casa. El agente del FBI que interpretó los análisis hizo un trabajo extremadamente pobre de testificación frente a la potencia de las pruebas. También falló al hacer algunos ensayos básicos, aunque los tribunales sentenciaron más tarde en la apelación que esos errores no afectaban realmente la decisión porque laboratorios independientes habían verificado mucho de lo que se debería haber hecho la primera vez. Los resultados se resumen a continuación:

| | TI | TI | NO ₃ ⁻ | NO ₃ ⁻ |
|---------|-----------|--------------|------------------------------|------------------------------|
| Muestra | Detectado | Cuantificado | Detectado | Cuantificado |
| Q1 | Sí | Sí | Sí | No |
| Q2 | Sí | Sí | Sí | No |
| Q3 | Sí | Sí | No ensayo | No |

Una vez que se determinó que el caso era un envenenamiento con talio, el agente del FBI necesitaba saber si era nitrato de talio, cloruro de talio o sulfato de talio. Trepal sólo tenía acceso a nitrato de talio. Para determinar el anión, el científico del FBI añadió difenilamina (DPA), que detecta el nitrato. También comprobó la presencia de cloruro y sulfato añadiendo nitrato de plata y nitrato de bario, respectivamente, para provocar una reacción de precipitación. Escribir las reacciones de precipitación. (5.5 y 5.6)

71. Los científicos del FBI testificaron que el nitrato de talio se había añadido en las botellas de refresco de cola encontradas en casa de la víctima. Sus superiores reconocieron más tarde que debían

haber dicho que las muestras “eran consistentes cuando se añadía nitrato de talio”. ¿Cuál es la diferencia entre las dos afirmaciones? (PC)

72. La presencia de talio es una indicación clara de producto adulterado debido a la toxicidad del compuesto. Sin embargo, la presencia del ion nitrato en comidas o bebidas no sería por sí

misma inusual. ¿Cómo se podría probar si el nitrato de la muestra analizada proviene de la adulteración o es natural que aparezca? Si los científicos del FBI hubieran cuantificado la concentración de ion nitrato, ¿este hecho reforzaría los datos que apoyan la teoría de que el nitrato de talio había sido añadido a la cola? (PC)

CAPÍTULO 6

Propiedades de las disoluciones II: Fuerzas intermoleculares y propiedades coligativas

CASO EN ESTUDIO:

Algo para el dolor

- 6.1 Fuerzas intermoleculares y tensión superficial
- 6.2 Tipos de fuerzas intermoleculares
- 6.3 Fuerzas intermoleculares en las mezclas
- 6.4 Propiedades coligativas: punto de ebullición de las disoluciones
- 6.5 Las matemáticas del aumento del punto de ebullición
- 6.6 Propiedades coligativas: punto de congelación de las disoluciones
- 6.7 Las matemáticas del descenso del punto de congelación
- 6.8 Propiedades coligativas: ósmosis
Análisis de las pruebas: HPLC
- 6.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Algo para el dolor



(LADA/Hop American/Photo Researchers, Inc.)



CASO EN ESTUDIO: Algo para el dolor

El tratamiento del dolor es un campo de la medicina en crecimiento e importante. Los doctores y las enfermeras están siempre pendientes de que sus pacientes estén lo más confortables posible, pero el manejo del dolor puede ser un reto. El dolor que padece una persona con artritis crónica es muy diferente del de un paciente que se recupera de una operación o del de un atleta con una contusión de un músculo interno.

El componente físico del dolor es consecuencia de que los nervios envían un mensaje al cerebro indicando irritación e incomodidad. La respuesta psicológica a estos estímulos dictamina cómo un individuo siente el dolor. Cada paciente tiene una respuesta psicológica diferente, así como una respuesta biológica diferente, a la medicación contra el dolor, y ello puede complicar aún más el tema del tratamiento del dolor. Sólo mediante un cuidado especializado y bajo la supervisión de los profesionales de la salud se pueden determinar las dosis apropiadas y el tipo de medicamento para el dolor de un paciente particular.

Uno de los medicamentos que se usan para el control del dolor es la meperidina, más comúnmente conocida como *Dolantina* o *Demerol*. La meperidina pertenece a la clase de fármacos llamados opiáceos, entre los que también se incluyen la morfina, la oxycodona y la metadona. Estos narcóticos desempeñan un papel importante en el alivio del dolor, pero también se abusa de ellos ilegalmente.

Los hospitales han tenido que incorporar sistemas de seguridad para manipular y dispensar estos potentes narcóticos a sus pacientes para prevenir que su personal robe o abuse de estas drogas. De vez en cuando los periódicos refieren casos de empleados de hospitales que han sido descubiertos robando del armario de los narcóticos.

Un caso que fue particularmente difícil ocurrió en un hospital del norte del estado de Nueva York. Algunos pacientes empezaron a decir que no experimentaban ningún alivio del dolor después de tomar la medicación. Aunque el equipo médico del hospital era consciente de que algunos pacientes realmente no experimentaban alivio del dolor con la medicación, creyeron que algo no iba bien. Algunos pacientes que antes respondían bien a la meperidina decían ahora que el dolor no se paliaba, y cuando los mismos pacientes recibieron más tarde otra dosis de meperidina respondieron de nuevo.

El equipo médico del hospital y el departamento administrativo sospecharon que alguien estaba robando meperidina y remplazándola con otra sustancia en las jeringas usadas para las inyecciones. Sin embargo, no tenían sospechoso ni sabían cómo lo hacía. Los vigilantes del hospital hablaron con el departamento de policía local, y la policía derivó la investigación a la U.S. Drug Enforcement Administration (DEA).

Lo primero que hizo el agente de la DEA asignado a este caso fue elaborar una lista de posibles sospechosos entre los cientos de empleados de todos los turnos. El agente empezó estrechando el cerco sobre el sospechoso investigando todos los incidentes de fallos de medicación contra el dolor ocurridos en cada turno. El siguiente paso fue rotar pequeños grupos de enfermeras de un turno a otro, con lo cual enseguida observó que un grupo particular de enfermeras tenían un inusual elevado número de reclamaciones. A continuación este pequeño grupo fue separado y cambiado a turnos individuales hasta que quedó claro qué enfermera era la responsable de la falta de meperidina.

Se identificó a la persona culpable, pero había que responder dos preguntas: ¿cómo había ido robando la meperidina y con qué la sustituía en las jeringas utilizadas para administrar la medicación a los pacientes? El agente de la DEA acudió al químico forense James Wesley, del Monroe County Forensic Laboratory, en busca de respuestas.

Wesley tenía años de experiencia analizando narcóticos, tanto legales como ilegales. Cuando se le presentó el problema del hospital, aplicó sus conocimientos sobre las propiedades de las disoluciones para resolver este caso.

Determinando la masa y el punto de congelación de una disolución que había sido adulterada, el *modus operandi* de la enfermera que había estado robando meperidina reveló . . .

Objetivo de aprendizaje
 Describir las fuerzas intermoleculares y saber cómo causan la propiedad llamada tensión superficial.

6.1 Fuerzas intermoleculares y tensión superficial

Es un error común pensar que una gota de líquido adopta forma de lágrima cuando cae; en realidad es de forma esférica. ¿Por qué? Para responder a esta pregunta hay que conocer las fuerzas que existen entre las moléculas de una sustancia en estado líquido.

En las fases líquida, sólida y acuosa, las partículas (moléculas, átomos o iones) se localizan unas cerca de otras, y se pueden desarrollar diferentes tipos de fuerzas atractivas, llamadas **fuerzas intermoleculares**, entre partículas adyacentes. Las fuerzas intermoleculares no son tan fuertes como los enlaces covalentes o iónicos que existen dentro de las partículas. Sin embargo, afectan significativamente a las propiedades físicas de las sustancias, tales como sus puntos de ebullición y de fusión.

Las fuerzas intermoleculares controlan también la forma de una gota de líquido. Una molécula en el centro de una gotita será atraída por las moléculas vecinas mediante fuerzas intermoleculares en todas las direcciones posibles, como se muestra con flechas azules en la Figura 6.1 Sin embargo, si una molécula está en la superficie de la gotita será atraída sólo por las moléculas

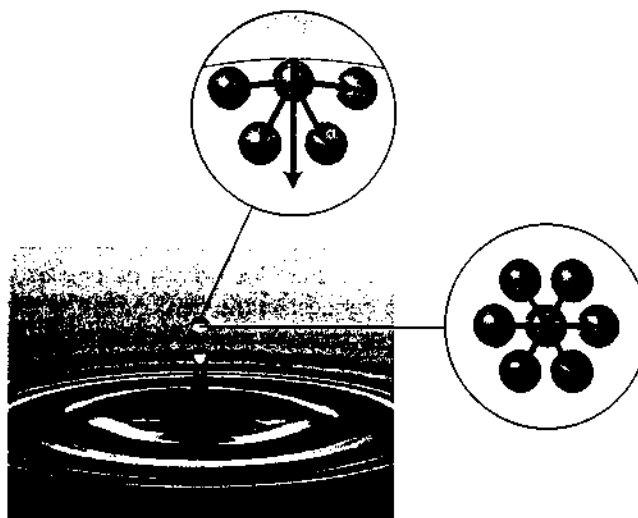


Figura 6.1 Fuerzas intermoleculares en una gota de líquido. Las fuerzas atractivas alrededor de una molécula de la superficie de una gota atraen a la molécula hacia el interior. Las moléculas del interior de la gota de líquido son atraídas por igual en todas direcciones. (Foto de John Gillmore/Corbis.)

adyacentes y las de abajo, como se muestra con las flechas azules. El resultado es que la superficie de la molécula está siendo atraída por una fuerza neta hacia el centro de la gotita, como se muestra con la flecha marrón. Cada molécula de la superficie está siendo atraída en la misma dirección, con lo cual se minimiza el área superficial del líquido, y la forma que minimiza el área superficial para un volumen dado es la esfera.

La **tensión superficial** es una propiedad de los líquidos que indica la cantidad de fuerza necesaria para superar la atracción de las fuerzas intermoleculares en las moléculas de la superficie de un líquido. Cuanto mayor es la tensión superficial de un líquido, más fuertes son las fuerzas intermoleculares.

Ejemplo resuelto 1

Calcular el área superficial de una esfera con un volumen de 1 cm^3 , siendo las fórmulas para una esfera: volumen = $\frac{4}{3}\pi r^3$ y área superficial = $4\pi r^2$.

SOLUCIÓN Las fórmulas para el volumen y el área superficial de una esfera son

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 \quad \text{y} \quad A = 4\pi r^2$$

En primer lugar, se necesita encontrar el radio r para el volumen dado $V = 1 \text{ cm}^3$. Se obtiene

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 \Rightarrow 1 \text{ cm}^3 = \frac{4}{3}\pi r^3$$

$$r^3 = 1 \text{ cm}^3 \times \frac{3}{4\pi} \Rightarrow r = \sqrt[3]{1 \text{ cm}^3 \times \frac{3}{4\pi}} = 0,620 \text{ cm}$$

Ahora se puede aplicar la fórmula para el área superficial:

$$A = 4\pi r^2 = 4\pi(0,620 \text{ cm})^2 = 4,84 \text{ cm}^2$$

Práctica 6.1

Calcular el área superficial de un cubo con un volumen de 1 cm^3 , siendo las fórmulas para el cubo: volumen = lado³ y área superficial = $6 \times \text{lado}^2$. ¿En qué porcentaje aumenta el área superficial de un cubo en comparación con una esfera del mismo volumen?

RESPUESTA

Área superficial = 6 cm^2 , un 124% mayor que una esfera del mismo volumen.

El hecho de que las gotitas de líquido formen esferas proporciona a los investigadores una importante herramienta para resolver crímenes: la interpretación de las salpicaduras de sangre. El principio básico del análisis de salpicaduras de sangre es que una gotita esférica de sangre dejará una mancha con una forma que depende del ángulo con que la gotita haya impactado. Si la gotita de sangre cae recta hacia abajo sobre una superficie lisa, con un ángulo de 90° , forma un círculo. Sin embargo, si la gotita impacta en una superficie lisa con un ángulo diferente, da lugar a una forma ovalada. La Figura 6.2 muestra que la longitud y la anchura de un óvalo quedan determinados por el ángulo con que la gotita haya impactado.

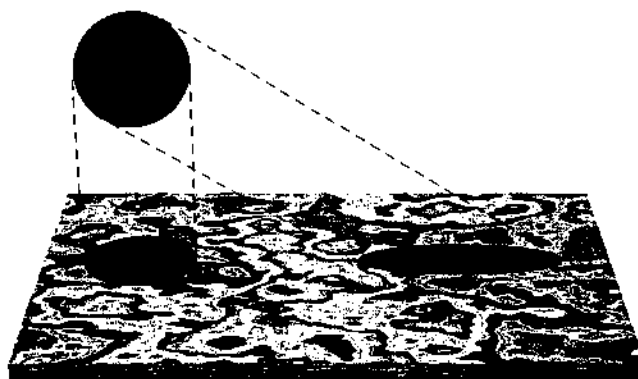


Figura 6.2 Una gota de sangre impactando en una superficie. Si cae recta hacia abajo con un ángulo de 90° respecto a la superficie, forma una mancha circular. Si cae con un ángulo diferente, forma una mancha ovalada. El ángulo con que una gota de sangre impacta en una superficie lisa puede determinarse midiendo la longitud y la anchura de la mancha ovalada resultante.

Las pruebas de salpicaduras de sangre proporcionan información con pelos y señales sobre qué ha ocurrido en la escena de un crimen. En el análisis de las salpicaduras se pasa del modelo bidimensional al tridimensional para averiguar dónde y cómo se originó la sangre. El investigador medirá algunas de las manchas para saber dónde se originaron las gotas de sangre.

6.2 | Tipos de fuerzas intermoleculares

Objetivo de aprendizaje

Identificar las diversas fuerzas intermoleculares y cómo afectan a las propiedades físicas de una sustancia.

Los electrones alojados en los orbitales de un átomo forman lo que se llama una **nube de electrones**. Los electrones están en continuo movimiento dentro de la nube de electrones. Debido a que este movimiento es aleatorio, la mayoría de los electrones estarán ocasionalmente en un lado de la molécula. Cuando los electrones están agrupados en un lado se crea un dipolo temporal en el cual la molécula tiene una región más negativa y otra más positiva.

El dipolo temporal de una molécula causará un cambio en las moléculas cercanas. El extremo negativo temporal de la molécula repelerá los electrones de las moléculas vecinas, distorsionando su nube de electrones. Las moléculas vecinas tienen entonces un **dipolo inducido**, que también es temporal. Los dos dipolos temporales atraerán cada uno al otro con sus extremos



Apagar un fuego en invierno es complicado por la formación de hielo en el equipo. Las fuerzas intermoleculares determinan los puntos de congelación y de ebullición del agua. (Michael J. Coppola/onscenephotos.com)

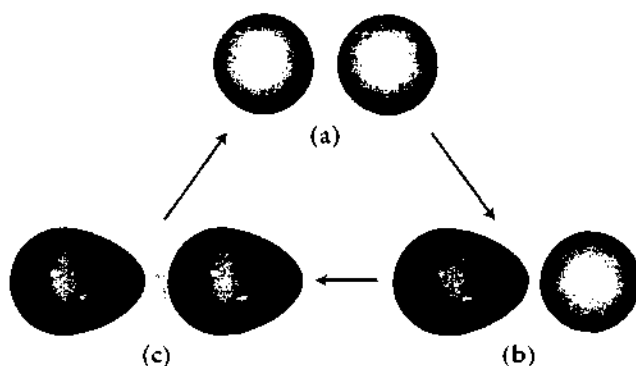


Figura 6.3 Fuerza intermolecular dipolo inducido-dipolo inducido. (a) En una molécula no polar, la densidad electrónica se dispersa uniformemente. (b) Sin embargo, debido al movimiento aleatorio de los electrones, se puede formar un dipolo temporal. (c) El dipolo temporal induce un dipolo en una molécula vecina, creando una fuerza atractiva débil.

cargados opuestamente. La existencia de estos dipolos tiene una vida muy corta porque los electrones se mantienen en movimiento, como se observa en la Figura 6.3.

Las fuerzas atractivas así creadas se llaman **fuerzas de dispersión**, también conocidas como **fuerzas de Van der Waals** o **fuerzas de London**, y son las más débiles que pueden existir entre moléculas. Todas las sustancias presentan fuerzas de dispersión.

Aunque las fuerzas de dispersión son las fuerzas intermoleculares más débiles, para sustancias no polares (tales como los halógenos mostrados en la Tabla 6.1) son las *únicas* fuerzas atractivas presentes y desempeñan un papel crucial en la determinación de las propiedades físicas de los compuestos.

Por ejemplo, el punto de fusión de un compuesto no polar está afectado por las fuerzas intermoleculares. Las moléculas de un sólido no polar se mantienen juntas en una estructura rígida con fuerzas de dispersión atractivas entre las moléculas vecinas. Para fundir un compuesto sólido es necesario proporcionar suficiente energía para que cada molécula supere las fuerzas intermoleculares atractivas que las mantienen en su sitio. Cuánto más débiles son las fuerzas intermoleculares, menos energía se necesita para que las moléculas queden libres en la estructura del sólido y se licuen.

La fuerza del dipolo temporal depende de la facilidad con que pueda distorsionarse la nube de electrones; esto se llama **polarización** de una molécula. En la Tabla 6.1 se muestran las propiedades físicas de los halógenos no polares. Obsérvese que el gas flúor, el más ligero de los halógenos, tiene el

Tabla 6.1 Propiedades físicas de los halógenos no polares.

| Halógeno | Masa molecular (g/mol) | Punto de fusión (°C) | Estado físico a temperatura ambiente |
|------------------------|------------------------|----------------------|--------------------------------------|
| Flúor, F ₂ | 38,0 | -219,6 | Gas |
| Cloro, Cl ₂ | 70,9 | -101,5 | Gas |
| Bromo, Br ₂ | 179,8 | -7,3 | Líquido |
| Yodo, I ₂ | 253,8 | 113,7 | Sólido |

punto de fusión más bajo. Si la masa molecular de los elementos biatómicos aumenta, también lo hace el punto de fusión del compuesto. El yodo, el elemento biatómico con mayor masa, tiene el punto de fusión más elevado. Cuánta más masa tiene el compuesto, mayor es el punto de fusión, lo que implica que la polarización aumenta cuando el tamaño aumenta.

¿Por qué los electrones se polarizan más fácilmente en los compuestos más grandes? Recordar que los electrones son atraídos por el núcleo de cada átomo. En los átomos grandes, los electrones de los orbitales más externos están mucho más lejos del núcleo que en los átomos pequeños, y están atraídos menos fuertemente por las fuerzas atractivas de los núcleos. Esto hace que para los electrones sea más fácil separarse, creando un dipolo más fuerte.

Ejemplo resuelto 2

Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de polarización: CBr_4 , CF_4 , CCl_4 y Cl_4 .

SOLUCIÓN La polarización aumenta con la masa molecular: $\text{CF}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CBr}_4 < \text{Cl}_4$.

Práctica 6.2

Colocar los elementos de los gases nobles en orden desde el punto de fusión más bajo al punto de fusión más alto.

RESPUESTA

El orden es $\text{He} < \text{Ne} < \text{Ar} < \text{Kr} < \text{Xe} < \text{Rn}$.

Un segundo tipo de fuerza intermolecular es la **fuerza dipolo-dipolo**, presente en los compuestos polares que tienen un dipolo permanente debido a diferencias en la electronegatividad de los átomos enlazados juntos, como se explicó en la Sección 4.3. En las moléculas que tienen dos o más enlaces, la distribución tridimensional de los enlaces también determina si una molécula es polar. (La influencia del factor geométrico en la determinación de la polaridad de una molécula se comentará más adelante, en la Sección 8.6.)

La región positiva de una molécula polar será atraída por la región negativa de una molécula polar vecina, como se muestra en la Figura 6.4. La fuerza dipolo-dipolo es aproximadamente la misma o ligeramente mayor que la fuerza de dispersión.

Ejemplo resuelto 3

¿Qué enlace tendrá el dipolo más largo?

(a) $\text{H}-\text{F}$ (b) $\text{H}-\text{H}$ (c) $\text{H}-\text{O}$ (d) $\text{H}-\text{S}$

SOLUCIÓN La magnitud del dipolo en un enlace está en función de la diferencia de electronegatividad de los dos átomos. En la tabla periódica la electronegatividad aumenta de abajo arriba en los grupos (columnas) y de izquierda a derecha en los periodos (filas). La mayor diferencia en la electronegatividad se observa en los átomos enlazados de (a).



Figura 6.4 Fuerza intermolecular dipolo-dipolo. Las regiones opuestamente cargadas de las moléculas polares son atraídas una por otra mediante atracción electrostática.

Práctica 6.3

Dos compuestos identificados con frecuencia en los casos de envenenamiento accidental son el etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), por la ingestión de bebidas alcohólicas, y el etilenglicol ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$), el principal ingrediente en los anticongelantes. ¿Cuál de ellos tiene el punto de fusión más elevado?

RESPUESTA

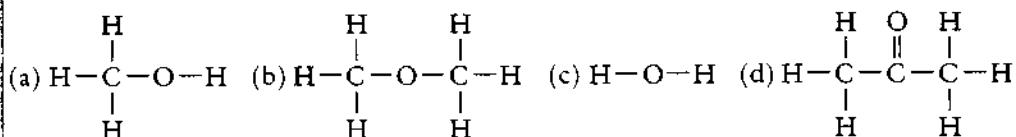
El etilenglicol.

Un tercer tipo de fuerza intermolecular es el llamado **enlace o puente de hidrógeno**, que es una forma particularmente fuerte de interacción dipolo-dipolo. El enlace de hidrógeno no se debe confundir con el enlace covalente que forman los átomos de hidrógeno con otros átomos *dentro* de una molécula. Las fuerzas intermoleculares se refieren siempre a fuerzas *entre* moléculas de una sustancia.

El enlace de hidrógeno entre moléculas ocurre en los compuestos cuyos átomos de hidrógeno están enlazados directamente con un átomo de nitrógeno, oxígeno o flúor, como en NH_3 , H_2O o HF . El enlace de hidrógeno resulta de la elevada electronegatividad de los átomos (N, O o F) atrayendo los electrones compartidos hacia ellos mismos. Recordar que el hidrógeno sólo tiene un protón y un electrón; si el electrón es arrancado del átomo de hidrógeno en un enlace, el resultado es un protón desnudo expuesto en el extremo del enlace. Esta región altamente positiva es atraída entonces muy fuertemente hacia el elemento electronegativo rico en electrones (N, O o F) en las moléculas adyacentes.

Ejemplo resuelto 4

¿Cuáles de las siguientes moléculas forman enlaces de hidrógeno?



SOLUCIÓN Los compuestos (a) y (c) forman enlaces de hidrógeno entre moléculas. Son las únicas estructuras que tienen átomos de hidrógeno directamente enlazados con átomos de oxígeno tan electronegativos como se requiere para formar enlaces de hidrógeno.

Práctica 6.4

Colocar las moléculas del Ejemplo resuelto 4 en orden creciente de punto de ebullición.

RESPUESTA

El orden es (b) < (d) < (c) < (a).

Objetivo de aprendizaje

Conocer y describir otras fuerzas intermoleculares que se forman en las mezclas.

6.3 | Fuerzas intermoleculares en las mezclas

Hasta ahora las fuerzas intermoleculares se han explicado comparando cómo una molécula interactuará con otra molécula idéntica en una sustancia pura. Es importante tener en cuenta que las fuerzas intermoleculares ocurren entre todas las moléculas que están próximas unas a otras, tanto si constituyen un compuesto puro como una mezcla compleja.

Los científicos forenses se encuentran a menudo con sustancias complejas tales como la sangre, que tiene componentes sólidos (glóbulos rojos, glóbulos blancos y plaquetas) en suspensión en un líquido (agua) que tiene sustancias polares, no polares y iónicas disueltas en él. Los componentes polares son el agua, la glucosa y la urea; los no polares son el gas oxígeno y el gas dióxido de carbono. Las proteínas albúmina, hemoglobina e inmunoglobulina son moléculas polares grandes que están suspendidas en la disolución. Algunos iones (electrólitos), tales como los iones sodio, potasio y cloruro, también se encuentran en la sangre.

El gas oxígeno existe de dos maneras en la sangre: oxígeno enlazado en la hemoglobina dentro de los glóbulos rojos, que constituye el 99% del oxígeno, y un 1% en forma de O_2 disuelto en el plasma. Las interacciones ocurren entre todas las moléculas y iones presentes en la sangre. ¿Interaccionan las moléculas de agua de forma diferente al disolver gas oxígeno o azúcar? La respuesta intuitiva es que el agua interacciona con moléculas neutras, no polares, de diferente forma que con moléculas polares. Para aclarar estas diferencias necesitamos examinar otros tipos de fuerzas atractivas que se dan en las mezclas.

La interacción del agua con la glucosa, una molécula polar, es el tipo de interacción dipolo-dipolo explicada en la sección anterior, en la cual se puso el ejemplo de la sucrosa disuelta en agua de la Sección 5.2. Otra fuerza intermolecular importante ya comentada en la Sección 5.2 es la **fuerza ion-dipolo**. Vimos que un compuesto iónico se disuelve en agua porque las moléculas de agua rodean los iones de un sólido iónico con cargas opuestas del ion y las moléculas polares del agua se alinean. La fuerza intermolecular ion-dipolo es crítica para la disolución de un compuesto iónico.

Ejemplo resuelto 5

¿Qué componentes de la sangre tienen interacciones ion-dipolo?

SOLUCIÓN El agua y la urea, ambos compuestos polares, tienen interacciones ion-dipolo con iones (Na^+ , K^+ , Cl^-).

Práctica 6.5

¿Qué fuerza intermolecular desempeña el papel principal en una disolución acuosa de alcohol?

RESPUESTA

La fuerza dipolo-dipolo.

Otra fuerza intermolecular presente en una disolución es la **fuerza dipolo-dipolo inducido**, que se origina cuando una molécula polar hace que los electrones de una molécula no polar adyacente se distorsionen. Esto ocurre porque la región negativa de una molécula polar repelerá la distribución uniforme de los electrones de una molécula no polar. Igualmente, la región positiva de una molécula polar atraerá la distribución uniforme de los electrones de una molécula no polar. Cualquier fuente de distorsión induce un dipolo temporal en la molécula no polar. El dipolo inducido de la molécula no polar es débilmente atraído por el dipolo permanente de la molécula polar. Sin embargo, la nube de electrones distorsionados volverá a su estado normal y la atracción terminará.

La fuerza intermolecular dipolo-dipolo inducido es más débil que la fuerza intermolecular dipolo-dipolo. A pesar de ser una fuerza débil, la fuerza dipolo-dipolo inducido permite que se disuelva un gas no polar, como el oxígeno, en un disolvente polar como el agua (fenómeno necesario para que exista la vida). En la Tabla 6.2 se presentan las solubilidades de diferentes gases en agua. La solubilidad de cada gas en agua está directamente relacionada con la presión de cada gas sobre el agua.

Ejemplo resuelto 6

¿Qué componentes de la sangre tienen fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo inducido?

SOLUCIÓN Las moléculas polares tales como el agua y la urea interactúan con solutos no polares tales como los gases disueltos CO_2 y O_2 .

Práctica 6.6

¿El gas nitrógeno es más o menos soluble en agua que el gas oxígeno? Explicar por qué.

RESPUESTA

La fuerza intermolecular dipolo-dipolo inducido es la principal interacción entre los gases y el agua en la sangre. El gas oxígeno es más soluble porque es una molécula más grande y, por lo tanto, es más polarizable.

Tabla 6.2 Solubilidad de los gases no polares en agua.

| Gas | Solubilidad (g/100 mL agua) |
|--------------|-----------------------------|
| H_2 | 0,000160 |
| N_2 | 0,000190 |
| O_2 | 0,000434 |

John C. Kotz y Paul Treichel, *Chemistry & Chemical Reactivity*, 5th ed., Brooks/Cole Publishing, 2002.



El punto de ebullición de un disolvente puro varía con la adición de un soluto para formar una disolución. (A. Pasieka/Photo Researchers, Inc.)

6.4 | Propiedades coligativas: punto de ebullición de las disoluciones

Objetivo de aprendizaje

Explicar a nivel molecular por qué las disoluciones tienen mayor punto de ebullición que los disolventes puros.

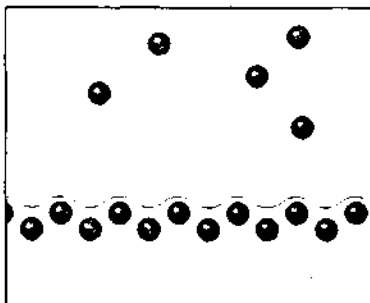


Figura 6.5 Presión de vapor de un líquido. Un pequeño porcentaje de las moléculas de un líquido tendrán suficiente energía para pasar a la fase gaseosa.

Para decidir cómo analizar las disoluciones de las jeringas del caso en estudio podemos empezar con una cuestión básica: ¿qué sabemos sobre el agua pura y qué sabemos sobre las disoluciones? Conocemos las propiedades físicas del agua pura, tales como el punto de ebullición ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$ en condiciones normales), el punto de congelación ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$) y la densidad ($1,0\text{ g/mL}$). ¿Cambian estos valores cuando se añade un soluto al agua para obtener una disolución? Obviamente, la densidad del agua cambiará si la sustancia se disuelve en ella, y una disolución de meperidina tiene una densidad de $1,037\text{ g/mL}$. El análisis de una muestra suele empezar con el estudio de sus propiedades físicas.

Un propiedad física común que es fácilmente determinable es el punto de ebullición de un líquido. Cuando una sustancia hierve, cambia de estado líquido a estado gaseoso. La temperatura a la cual ocurre esto difiere entre unas sustancias y otras. Por ejemplo, el punto de ebullición del alcohol para fricciones es $83\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que el agua hierve a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Por qué? Para contestar esta pregunta es necesario tener conocimientos sobre las fuerzas intermoleculares comentadas en las secciones previas, y un conocimiento más completo sobre lo que ocurre a nivel molecular cuando un líquido hierve.

Las moléculas individuales que componen un líquido se mueven en él con diferentes velocidades. Algunas tienen suficiente energía cinética (energía de movimiento) para superar las fuerzas intermoleculares de las moléculas de alrededor en la superficie del líquido, y escapan hacia la fase gaseosa. El término **vapor** se usa para describir la fase gaseosa de un compuesto que normalmente es un líquido a temperatura ambiente. La **presión** de un gas se debe a las partículas que colisionan con las paredes de un recipiente que contiene el gas y el líquido. La **presión de vapor** de un líquido es la presión ejercida por las moléculas de vapor, como se ilustra en la Figura 6.5.

La presión de vapor de un líquido es el resultado de las moléculas que tienen suficiente energía para escapar de la superficie del líquido y colisionar con las paredes del recipiente. Cuando se calienta un líquido, las moléculas

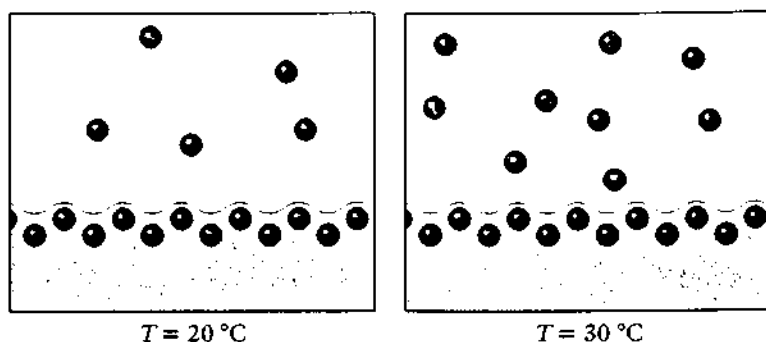


Figura 6.6 Presión de vapor en función de la temperatura. Debido a que la energía cinética de las moléculas aumenta al elevarse la temperatura, un gran número de moléculas tendrán suficiente energía para estar en fase gaseosa.

ganan energía cinética. El incremento de la energía cinética resulta en más moléculas que pueden escapar de la superficie hacia el estado de vapor, como se ilustra en la Figura 6.6.

Cuando un líquido hierve, las moléculas líquidas tienen suficiente energía cinética para pasar directamente a la fase de vapor y formar una burbuja dentro del líquido. Las moléculas líquidas ya no tienen que estar en la superficie para pasar al estado gaseoso. Por lo tanto, el **punto de ebullición** es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión exterior ejercida sobre el líquido. El término *presión exterior* se refiere normalmente al peso de la atmósfera empujando hacia abajo sobre el líquido en un recipiente abierto, y el punto de ebullición se determina típicamente con 1 atmósfera (atm) de presión sobre el líquido. La formación de una burbuja de vapor dentro del líquido sólo puede ocurrir cuando la presión de vapor es igual a la presión externa. Si la presión de vapor es menor que la presión exterior no se forman las burbujas de vapor, ya que la presión atmosférica las aplastará.

¿Cómo se puede usar esta información para analizar las disoluciones de las jeringas en el caso en estudio? ¿Cambia el punto de ebullición cuando se añade al agua un soluto? Cuando una sustancia se disuelve en agua forma una disolución homogénea, de modo que hay una distribución uniforme de las partículas del soluto en toda la disolución, incluyendo la superficie. La Figura 6.7 ilustra que si el soluto está ocupando algunos sitios en la superficie, estos lugares no están disponibles para el líquido para formar moléculas de vapor.

Al añadir un soluto la presión de vapor será menor, pero para que el líquido hierva, la presión de vapor debe ser igual a la presión exterior. El punto de ebullición de una disolución se eleva entonces por encima del punto de ebullición del disolvente puro porque se necesita añadir calor adicional para compensar que la presión de vapor disminuye.

Ejemplo resuelto 7

Se ha enviado a un laboratorio criminalístico una bebida deportiva como parte de una investigación sobre una sospecha de adulteración. Si el punto de ebullición de la muestra coincide con el punto de ebullición de la bebida sin alterar, ¿este resultado significa que la muestra no está adulterada?

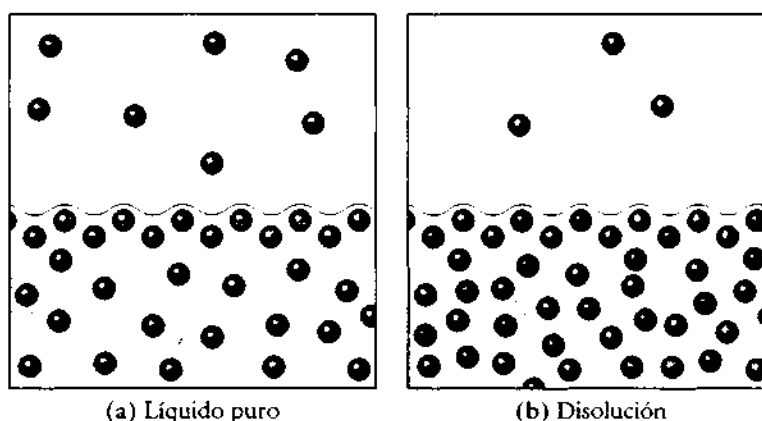


Figura 6.7 Presión de vapor de líquidos puros y de disoluciones. Las moléculas de soluto reemplazan a las moléculas de disolvente en la superficie de la disolución (b). Cuando unas pocas moléculas de disolvente pueden escapar hacia la fase de vapor, la presión de vapor es menor.

SOLUCIÓN Si el punto de ebullición de la disolución sospechosa coincide con el de la disolución no alterada, es poco probable que la sustancia esté adulterada. Sin embargo, podría haber alguna posibilidad. Es posible que esté presente alguna sustancia tóxica en tan poca cantidad que no altere significativamente el punto de ebullición, o que la sustancia tóxica se haya evaporado de la disolución o se haya descompuesto.

Práctica 6.7

Si el punto de ebullición de la muestra de bebida deportiva sospechosa no coincide con el punto de ebullición de la bebida no alterada, ¿significa que la muestra ha sido adulterada?

RESPUESTA

Si las propiedades físicas de las dos disoluciones no coinciden, definitivamente hay una diferencia entre las dos muestras. Pero esto no significa que la muestra haya sido adulterada maliciosamente. Además de analizar la muestra sería necesario determinar la naturaleza de la diferencia, y realizar una investigación adicional para cuantificar la diferencia entre las disoluciones.

El punto de ebullición de una disolución acuosa que contiene 1 mol de azúcar (un compuesto molecular) disuelto en 1 kilogramo de agua es $100,512\text{ }^{\circ}\text{C}$, lo que supone un aumento de $0,512\text{ }^{\circ}\text{C}$ por encima del punto de ebullición del agua pura a una atmósfera. El punto de ebullición de una disolución que contiene 1 mol de NaCl (un compuesto iónico) en la misma cantidad de agua es $101,024\text{ }^{\circ}\text{C}$, un aumento dos veces mayor que el observado en la disolución de azúcar. ¿Por qué ocurre esto?

La **elevación del punto de ebullición** de una disolución (respecto al del agua pura) depende estrictamente del número de partículas de soluto en la disolución, no de su identidad. Las propiedades que dependen sólo del número de partículas, no de su identidad, se llaman **propiedades coligativas**. Las propiedades coligativas incluyen la disminución de la presión de vapor, el aumento del punto de ebullición y la presión osmótica; todas ellas se explicarán en este capítulo. Los ejemplos usados aquí se basan en el agua como

disolvente, pero las propiedades coligativas son aplicables a cualquier combinación de disolvente y soluto.

Cuando se disuelve cloruro de sodio en agua, la sal se disocia en los iones que la componen (dos partículas por cada unidad de cloruro de sodio). Un mol de cloruro de sodio tiene un efecto sobre el aumento del punto de ebullición de dos veces respecto a un mol de azúcar, porque el azúcar es un compuesto molecular y no se disocia en múltiples iones.

Un factor clave para medir el aumento del punto de ebullición es que el soluto debe ser no volátil, es decir, que no hierva a una temperatura inferior que el disolvente. Si el soluto tiene un punto de ebullición bajo, nuestro modelo de aumento del punto de ebullición no es completamente veraz. El etanol, por ejemplo, es volátil porque hierve a 78 °C. En una mezcla de etanol y agua, el alcohol se perderá durante el calentamiento de la disolución antes de alcanzar el punto de ebullición del agua. Debido a que un compuesto de la disolución puede ser volátil, la medida del punto de ebullición no se usa normalmente para determinar posibles adulterantes en líquidos. Una alternativa a la determinación del punto de ebullición es considerar el punto de congelación de una disolución, como se comentará en la Sección 6.6.

6.5 Las matemáticas del aumento del punto de ebullición

El cambio en el punto de ebullición de una disolución comparado con el del disolvente puro se puede calcular usando la siguiente ecuación:

$$\Delta T_{pb} = K_{pb} m_{\text{partículas}} \quad (1)$$

donde ΔT_{pb} es el cambio en la temperatura del punto de ebullición, K_{pb} es la constante del punto de ebullición, que es única para cada disolvente, y $m_{\text{partículas}}$ es la molalidad de las partículas del soluto. La **molalidad** (m) es un método para expresar la concentración del soluto, y es similar, pero no igual, a la molaridad. La molalidad de una disolución es el número de moles de soluto por kilogramo (1000 gramos) de disolvente:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolución}}$$

La razón de que la molaridad (moles/litro) no sea adecuada es que el volumen del líquido cambia en función de la temperatura. Por lo tanto, la molaridad de una disolución a temperatura ambiente es diferente a la molaridad de la misma disolución cerca del punto de ebullición. Sin embargo, la molalidad se basa estrictamente en la masa del disolvente, y la masa no cambia. La siguiente ecuación muestra cómo se calcula la molalidad de las partículas del soluto:

$$m_{\text{partículas}} = \frac{\text{Moles de soluto} \times \text{número de partículas por soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}}$$

Ejemplo resuelto 8

¿Cuál es el punto de ebullición de una disolución elaborada con 0,200 g de KCN en 10,0 mL de agua? La constante K_{pb} para el agua es 0,512 °C/ m .

 **Objetivo de aprendizaje**

Demostrar cuánto puede cambiar el punto de ebullición de una disolución según la concentración del soluto.

SOLUCIÓN El primer paso es calcular los moles de KCN:

$$0,200 \text{ g KCN} \times \frac{1 \text{ mol KCN}}{65,12 \text{ g}} = 0,00307 \text{ moles}$$

El segundo paso es determinar el número de partículas: el KCN es un compuesto iónico formado por partículas de K^+ y CN^- , con lo cual hay dos partículas. El tercer paso es calcular la masa del agua en kilogramos:

$$10,0 \text{ mL H}_2\text{O} \times \underbrace{\frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}}}_{\text{Densidad del agua}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0,0100 \text{ kg}$$

El cuarto paso es calcular la molalidad de las partículas del soluto:

$$m_{\text{partículas}} = \frac{0,00307 \text{ moles KCN} \times 2 \text{ partículas/mol KCN}}{0,0100 \text{ kg}} = 0,614 \text{ m}$$

El quinto paso es calcular el aumento del punto de ebullición:

$$\Delta T_{\text{pb}} = K_{\text{pb}} m_{\text{partículas}} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,614 \text{ m} = 0,314 \text{ }^\circ\text{C}$$

Finalmente se calcula el punto de ebullición de la disolución sumando el aumento al punto de ebullición normal del disolvente:

$$T_{\text{pb}} = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,314 \text{ }^\circ\text{C} = 100,314 \text{ }^\circ\text{C}$$

Práctica 6.8

Determinar la molalidad de una muestra de 100,0 mL de agua a la cual se ha añadido anticongelante (etilenglicol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) si el punto de ebullición de la disolución aumenta hasta $104,5 \text{ }^\circ\text{C}$. A partir de la molalidad, determinar el número de gramos de etilenglicol añadidos a la muestra.

RESPUESTA

Etilenglicol 8,8 m y 55 g de etilenglicol.

Ejemplo resuelto 9

¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas tiene el punto de ebullición más alto?

Disolución A: 0,10 mol de NaCN disueltos en 100,0 mL de agua.

Disolución B: 0,25 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (azúcar) disueltos en 100,0 mL de agua.

Disolución C: 0,20 mol de NaNO_3 disueltos en 200,0 mL de agua.

SOLUCIÓN La variación del punto de ebullición en cada disolución se podría calcular usando la ecuación 1 (de la página 181). Sin embargo, esta pregunta se puede contestar de una manera más sencilla observando que la disolución que tiene la mayor cantidad de partículas por unidad de volumen tendrá el punto de ebullición más elevado.

Disolución A: NaCN tiene dos partículas, y por lo tanto 0,20 mol de partículas en 100 mL.

Disolución B: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ tiene una partícula, y por lo tanto 0,25 mol de partículas en 100 mL.

Disolución C: NaNO_3 tiene dos partículas, y por lo tanto 0,40 mol de partículas en 200 mL, o sea 0,20 mol de partículas en 100 mL.

La disolución B tiene el punto de ebullición más alto.

Práctica 6.9

¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas tiene el punto de ebullición más alto?

Disolución A: 40,0 g de NH_4NO_3 disueltos en 100,0 mL de agua.

Disolución B: 90,0 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (azúcar) disueltos en 100,0 mL de agua.

Disolución C: 39,0 g de Na_2S disueltos en 100,0 mL de agua.

RESPUESTA

Disolución C.

6.6 Propiedades coligativas: punto de congelación de las disoluciones

En 1867, Alfred Nobel desarrolló un método para estabilizar la nitroglicerina, un compuesto líquido altamente explosivo, en un producto más estable y comercialmente viable que él llamó *dinamita*. La dinamita contribuyó al auge industrial y de la construcción al proporcionar a los ingenieros un modo de excavar grandes zonas de terreno con explosivos.

El problema al usar nitroglicerina pura como explosivo es que es sensible a los golpes. Sólo con sacudir o dejar gotear un recipiente con nitroglicerina puede explotar. Sin embargo, la nitroglicerina aún es más peligrosa cuando se congela y empieza a solidificar: la fricción de los cristales unos con otros puede desencadenar una explosión. Debido a que el punto de congelación de la nitroglicerina es sólo $13,5^\circ\text{C}$ ($56,3^\circ\text{F}$), es particularmente peligrosa si se maneja en tiempo frío.

Para el descenso del punto de congelación, la temperatura a la cual un líquido se congela se disminuye añadiendo un soluto no volátil para formar la disolución. La estabilización de la nitroglicerina para fabricar dinamita comercial tiene la ventaja de que disminuye el punto de congelación y forma una disolución de nitroglicerina con dinitrato de etilenglicol, que es otro compuesto explosivo, como se muestra en la Figura 6.8. El punto de congelación del dinitrato de etilenglicol es $-22,8^\circ\text{C}$ ($-9,04^\circ\text{F}$). El producto final es una mezcla equitativa de los dos compuestos explosivos con un punto de congelación de aproximadamente -20°C (-4°F), que reduce enormemente el riesgo de detonación por golpes.

La fabricación de la dinamita es un buen ejemplo de cómo el principio del descenso del punto de congelación, una propiedad coligativa, se usa para producir un explosivo más estable. El mismo principio se utiliza en invierno para fundir el hielo de las carreteras y para prevenir la congelación del líquido de los radiadores. ¿Pero qué ocurre a escala molecular al disminuir el punto de congelación?

Objetivo de aprendizaje

Conocer por qué las disoluciones tienen puntos de congelación más bajos que el disolvente puro.



Alfred Nobel (1833-1896), el inventor de la dinamita y fundador del Premio Nobel. (Bettmann/Corbis)

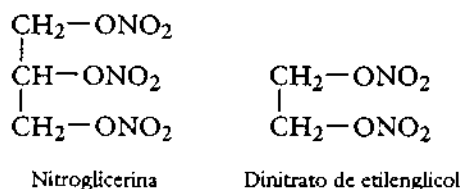


Figura 6.8 Nitroglicerina y dinitrato de etilenglicol.

Cuando la temperatura de un líquido está en su punto de congelación ocurren dos procesos. Algunas de las moléculas del líquido descienden lentamente y son capturadas por el sólido. Sin embargo, algunas de las moléculas del sólido tienen suficiente energía para entrar en el líquido. Como se muestra en la Figura 6.9a, los dos procesos están en **equilibrio**. No hay un cambio neto en el número de moléculas en cada fase. Para cada una de las moléculas que se une al sólido, otra se une al líquido.

Cuando un soluto como el NaCl se disuelve en un disolvente, éste bloquea parte del disolvente líquido para interactuar con las moléculas en la fase sólida. Sin embargo, esto no evita que las partículas sólidas entren en la fase líquida, como se muestra en la Figura 6.9b. El resultado es que la velocidad con que las moléculas se unen al sólido disminuye, pero la velocidad con que las moléculas entran en el líquido permanece inalterada. Como resultado, el sólido empieza a disolverse.

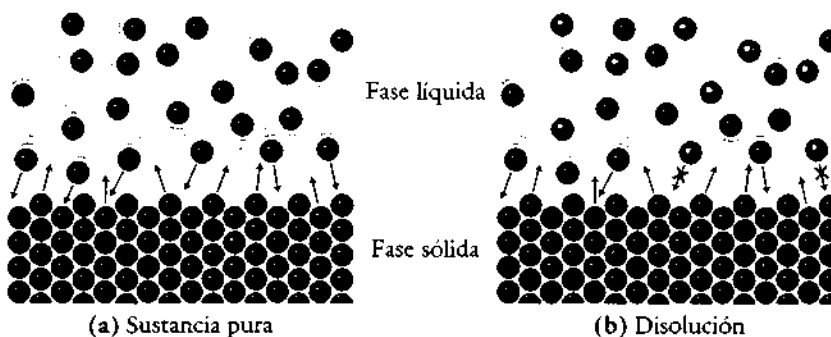


Figura 6.9 Visión molecular del descenso del punto de solidificación. (a) En la sustancia pura, en el punto de congelación, las moléculas en fase sólida escapan de la superficie a la misma velocidad que las moléculas en fase líquida vuelven a la superficie. (b) En la disolución, las moléculas de soluto reemplazan a las moléculas de disolvente interaccionando con la superficie sólida, disminuyendo por lo tanto la velocidad con que las moléculas del disolvente entran en fase sólida. La presencia de moléculas de soluto no afecta a la velocidad de fusión o disolución.

Ejemplo resuelto 10

¿Cuál es la ventaja de considerar el punto de congelación en vez del punto de ebullición para determinar si una muestra de líquido contiene un soluto?

SOLUCIÓN Si en la disolución hay compuestos volátiles, éstos no se perderán durante el proceso de congelación, mientras que desaparecerían al medir el punto de ebullición del líquido.

Práctica 6.10

Colocar los siguientes compuestos en orden de mayor a menor variación en el punto de congelación de un líquido, suponiendo que se añade un número igual de moléculas a cada disolución: NaCN, MgCl₂ y Al(NO₃)₃.

RESPUESTA

Al(NO₃)₃ > MgCl₂ > NaCN.

6.7 | Las matemáticas del descenso del punto de congelación

El cambio de la temperatura del punto de congelación de una disolución se puede calcular usando la ecuación 2. Se advertirá que esta ecuación es notablemente similar a la ecuación 1 para el aumento del punto de ebullición. Sin embargo, es importante darse cuenta de que la constante del punto de congelación K_{pf} , que es única para cada disolvente, *no* es la misma que el valor de K_{pb} para el mismo disolvente. Para el agua, la K_{pf} es $-1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$, mientras que la K_{pb} es $0,512\text{ }^{\circ}\text{C}/m$.

$$\Delta T_{pf} = K_{pf} m_{\text{partículas}} \quad (2)$$

Objetivo de aprendizaje
Demostrar cómo cambia el punto de congelación de una disolución según la concentración del soluto.

Ejemplo resuelto 11

¿Cuál es el punto de congelación de una disolución de 0,200 g de KCN en 10,0 mL de agua?

SOLUCIÓN La concentración de la disolución de KCN en este ejemplo es la misma que en el Ejemplo resuelto 8. Se puede usar la molalidad allí calculada para obtener la disminución de la temperatura de congelación.

$$\Delta T_{pf} = K_{pf} m_{\text{partículas}} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m \times 0,614\text{ }m = -1,14\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Por lo tanto, el punto de congelación es $0,00\text{ }^{\circ}\text{C} - 1,14\text{ }^{\circ}\text{C} = -1,14\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Práctica 6.11

En la Práctica 6.8 se determinó que 55 g de etilenglicol (C₂H₆O₂) añadidos a 100 mL de agua forman una disolución con una molalidad de 8,8. Determinar el punto de congelación de la misma disolución.

RESPUESTA

$-16\text{ }^{\circ}\text{C}$

6.8 | Propiedades coligativas: ósmosis

Para entender la ósmosis a escala molecular, es útil considerar primero el concepto de difusión. La **difusión** es el proceso en el cual las partículas de soluto se mueven con movimientos puramente aleatorios de la región de mayor concentración a la región de menor concentración en la disolución. Cuando un soluto sólido se disuelve, sus partículas (moléculas o iones) se moverán aleatoriamente, colisionando con las moléculas del disolvente y con las paredes del recipiente. Este proceso continúa hasta que el soluto se distribuye uniformemente por toda la disolución.

La **ósmosis** difiere de la difusión en que el movimiento en la disolución es el de las moléculas de agua a través de una membrana semipermeable, tal como una pared celular. Una **membrana semipermeable** es una membrana delgada con agujeros extremadamente pequeños que permiten que moléculas

Objetivo de aprendizaje
Describir el proceso de ósmosis a través de una membrana semipermeable y su efecto sobre la presión y la concentración.

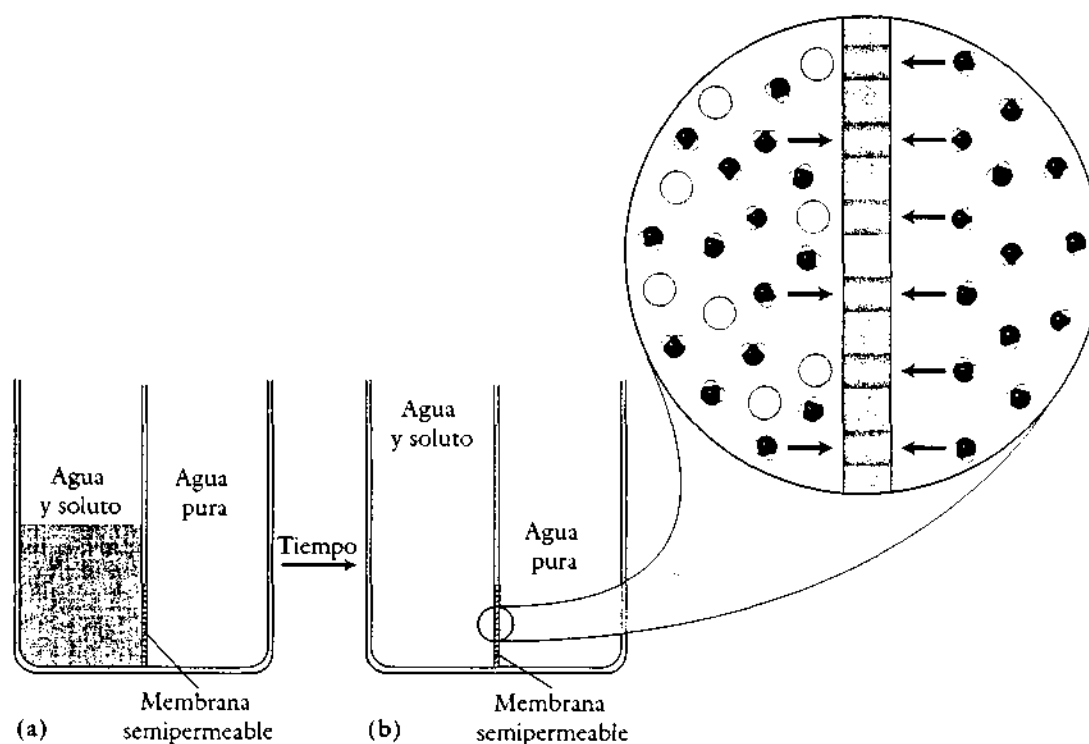


Figura 6.10 Visión molecular de la ósmosis. Las moléculas del agua se mueven a través de la membrana semipermeable en cualquier dirección. Sin embargo, en (a) las moléculas del soluto sustituyen a las moléculas de agua en el lado de la disolución de la membrana, disminuyendo por lo tanto la velocidad con que las moléculas de agua atraviesan la membrana hacia el lado del disolvente puro. El resultado es un beneficio neto en el volumen de la disolución del lado del soluto, como se muestra en (b).

las pequeñas como las del agua se muevan adelante y atrás a través de la membrana, pero evitan que pasen las moléculas o iones grandes. El agua se moverá desde una región con poca cantidad de soluto hacia una región con una concentración elevada de soluto, como se ilustra en la Figura 6.10.

La visión molecular de la ósmosis es que las moléculas de agua de los dos lados de la membrana pueden pasar a través de ella. Sin embargo, las partículas de soluto en el lado concentrado no pueden pasar. Si en los dos lados hubiera agua pura, el mismo número de moléculas de agua incidirían y pasarían a través de la membrana en las dos direcciones. Cuando en uno de los lados hay una disolución, hay menos moléculas de agua que incidirán en la membrana y tendrá lugar un beneficio neto de agua en el lado concentrado de la membrana.

La diferencia de volúmenes en cada lado de la membrana introduce una nueva fuerza a considerar: la presión adicional empujando hacia abajo sobre la columna más alta de la disolución. Esta presión empieza a contrarrestar el proceso de ósmosis. La ósmosis continúa hasta que la presión que empuja hacia abajo la gran columna de agua es suficiente para crear una transferencia igual de moléculas de agua a través de la membrana. La **presión osmótica** de una disolución es la presión que se necesita para evitar un cambio neto en el volumen de agua a través de la membrana.

La purificación del agua se puede llevar a cabo mediante un proceso llamado **ósmosis inversa**. En este proceso se aplica una presión mayor que la presión osmótica al agua impura, forzando que las moléculas de agua se muevan a través de la membrana hacia el lado del agua pura.

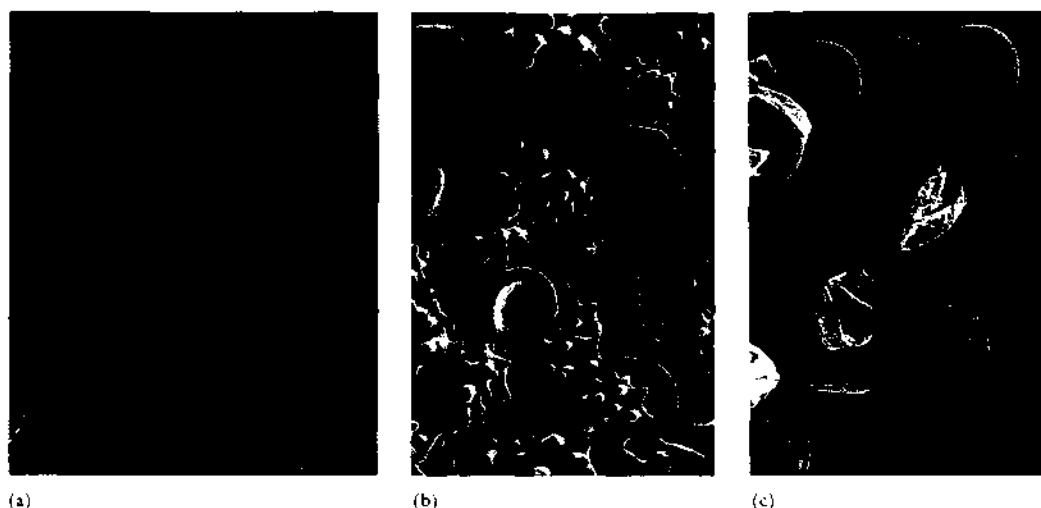


Figura 6.11 Glóbulos rojos y ósmosis. Los glóbulos rojos pueden experimentar una ósmosis si se exponen a una disolución con diferente concentración de moléculas de soluto. Las imágenes muestran los glóbulos rojos expuestos a (a) una disolución isotónica, (b) una disolución hipertónica y (c) una disolución hipotónica. (a: Dennis Kunkel/Phototake; b, c: Kalab/Custom Medical Stock.)

Cuando se administra un líquido intravenoso (i.v.) a un paciente, es muy importante que la concentración de los solutos en el líquido i.v. coincida con la concentración de solutos en el plasma sanguíneo. Un líquido i.v. que cumple esta condición se llama **disolución isotónica**. Si se usara agua pura como líquido i.v., la concentración de los solutos dentro de las células del cuerpo llegaría a ser mayor que la concentración de los solutos en el plasma sanguíneo. El agua se movería entonces por ósmosis dentro de las células del cuerpo, haciendo que éstas se hincharan y que pudieran romperse. El mismo problema puede ocurrir si se usa una **disolución hipotónica** (que tiene una concentración de soluto menor que la sangre) como líquido i.v. Otro problema, diferente, ocurre si el líquido i.v. es muy concentrado. El agua dentro de las células del cuerpo se movería por ósmosis hacia el exterior de la célula, haciendo que ésta se seque hasta destruirse. Una disolución que es más concentrada que la sangre se llama **disolución hipertónica**. El efecto de las tres disoluciones en los glóbulos rojos se observa en la Figura 6.11.

Muchas veces las situaciones sospechosas son el resultado de circunstancias inusuales, pero no criminales. Los médicos a menudo realizan varios análisis mientras intentan averiguar la causa del malestar de un paciente. Cuando esto ocurre es muy importante determinar si algo inusual está presente en la sangre de la persona, y en tal caso averiguar qué es. La **osmolalidad** de la sangre es una medida de la cantidad de partículas que están disueltas en ella.

El **intervalo osmótico** es una medida de la diferencia entre la presión esperada y la presión osmótica real de la sangre de una persona. Un valor más elevado de lo normal en la presión osmótica de la sangre indica la presencia de un compuesto inusual o una elevada concentración inusual de un componente de la sangre. Se deberá realizar un trabajo adicional en la sangre para identificar las sustancias desconocidas. La mayoría de los laboratorios médicos modernos disponen de aparatos para medir la disminución del punto de congelación de muestras, y con ello se puede calcular el intervalo osmótico.

Análisis de las pruebas | HPLC

La *Drug Enforcement Administration* (DEA) se encarga de vigilar el cumplimiento de las leyes federales relativas a sustancias reguladas. Esto incluye la investigación de casos penales o civiles que estén relacionados con el transporte, la distribución, la fabricación o la expansión de sustancias reguladas o de sus precursores químicos. A primera vista, la misión de la DEA puede parecer que no es más que la de una unidad criminalística para delitos de drogas, pero esto es una simplificación excesiva. La DEA es literalmente el puesto de mando para la lucha contra la droga, y desempeña un papel similar al del Pentágono. Un paso crucial en esta guerra, como en cualquier otra, es la recogida y el análisis de la información del enemigo.

La DEA reúne información sobre las principales organizaciones de tráfico de drogas del mundo. Cada organización se especializa en una cierta droga y usa métodos específicos para fabricarlas. Todas han desarrollado unos extensos sistemas de distribución para sus productos ilegales y constantemente están buscando nuevos métodos de contrabando.

La DEA desarrolla delatores químicos que pueden proporcionar información sobre cómo se sintetizan las drogas ilegales, la localización de los laboratorios clandestinos, cómo trafican con droga en Estados Unidos y qué organizaciones controlan ciudades concretas. Los delatores químicos se obtienen analizando una muestra de una sustancia ilegal con una técnica instrumental denominada **cromatografía líquida de alta resolución (HPLC)**.

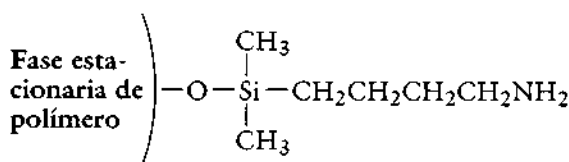
La HPLC es una versión más sofisticada que la cromatografía de capa fina (TCL) comentada en el Capítulo 1, pero se basa en los mismos principios. En la TLC la fase estacionaria es una lámina de vidrio; en la HPLC la fase estacionaria consiste en un polímero pequeño o partículas de SiO_2 dentro de un tubo de acero inoxidable de aproximadamente 1 cm

de diámetro y 20 cm de longitud. En la TCL, la fase móvil se añadía al fondo de un vaso de precipitados y se le permitía moverse por capilaridad a lo largo de la fase estacionaria; en la HPLC, el disolvente se bombea mecánicamente a través de la columna que contiene la fase estacionaria. La muestra de la mezcla de moléculas de soluto se inyecta dentro de la fase móvil.

Las diferentes moléculas que componen la mezcla son atraídas mediante fuerzas intermoleculares hacia la fase estacionaria y la fase móvil, pero con diferentes grados. Las moléculas que son más atraídas por la fase móvil pasan primero, y las moléculas que son atraídas por la fase estacionaria pasan después. El material estacionario que se usa en la HPLC puede estar constituido por diferentes compuestos. Normalmente, la composición del recubrimiento se elige para optimizar la diferencia entre las fuerzas intermoleculares de los compuestos de la mezcla.

Si la fase estacionaria está recubierta con compuestos tipo amino (ver la figura), ¿qué compuestos saldrán antes de la columna, los polares o los no polares?

Compuesto tipo amino



El grupo nitrógeno al final de la molécula de la fase estacionaria tipo amino es muy electronegativo, y crea una fase estacionaria polar; por lo tanto, las moléculas polares serán las más atraídas por la fase



6.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Algo para el dolor

James Wesley sabía que si el contenido de una jeringa con meperidina se estaba reemplazando con otra disolución, las propiedades coligativas serían diferentes. Determinó la molalidad y la densidad de una muestra conocida de meperidina, del líquido de una jeringa que había sido adulterada y de muestras de disoluciones que podrían haber sustituido a la meperidina sustraída. El resultado se muestra en la Tabla 6.3 (página 190). La molalidad se mide en uni-

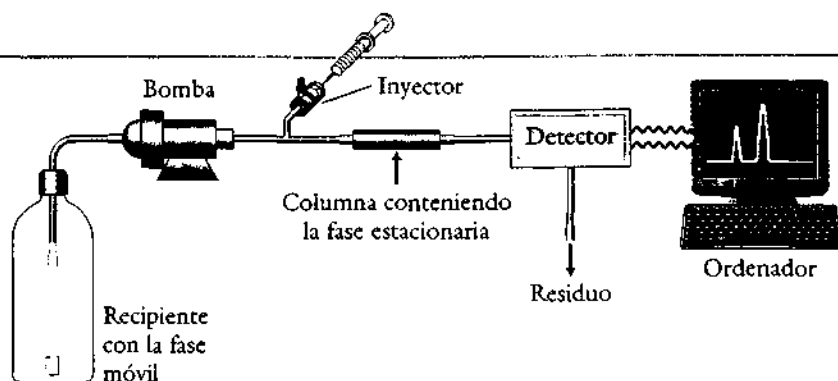
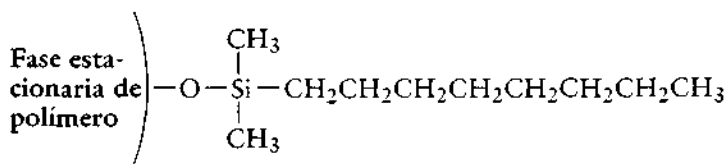


Figura 6.12 Cromatografía líquida de alta resolución.

estacionaria. Los compuestos no polares saldrán de la columna muy rápidamente con la fase móvil.

Si la fase estacionaria está recubierta con un compuesto tipo octil, ¿qué compuestos saldrán antes de la columna, los polares o los no polares?

Compuesto tipo octil



La fase estacionaria tipo octil contiene principalmente enlaces C—H, que crean una fase estacionaria no polar. Por lo tanto, los compuestos polares saldrán primero porque los no polares estarán más atraídos por la fase estacionaria no polar.

Los detectores utilizan la HPLC para medir qué cantidad de luz absorbe cada compuesto cuando sale de la columna y entra en el detector. En la Figura 6.12 se muestra un esquema de un sistema HPLC. La ven-

taja de la HPLC es que se puede usar para analizar y cuantificar muestras extremadamente pequeñas y detectar trazas de impurezas, mientras que la TLC es útil sólo para identificar los componentes mayoritarios de una mezcla.

La DEA usa la HPLC para determinar qué tipo de trazas de impurezas están presentes en la cocaína o la heroína. Los científicos de la DEA pueden relacionar los perfiles de las impurezas con el método específico de fabricación utilizado por alguna de las organizaciones de droga. Así, los agentes pueden identificar droga ilegal requisada en una incursión y saber la organización que la fabricó. Cuando una organización elige un nuevo método de contrabando, la DEA puede determinar en las muestras requisadas qué organización es la responsable. Si un distribuidor nuevo de drogas ilegales se instala en una ciudad, la DEA puede determinar quién es. La información obtenida a partir del análisis de trazas de impurezas proporciona grandes cantidades de datos que sería imposible reunir sin delatores a elevados niveles de cada organización.

dades llamadas osmoles, que representan la cantidad de una sustancia necesaria para disminuir el punto de congelación del agua 1,86 °C.

Wesley combinó la información de estas series de datos para determinar que lo más probable era que la jeringa contuviera una disolución salina bacteriostática. La densidad de esta disolución era muy similar a la de la jeringa sospechosa. La molalidad del contenido de la jeringa sospechosa difería de todas las muestras simplemente porque era meperidina sobrante en la jeringa, que se había diluido con disolución salina, produciendo una molalidad mayor que la disolución salina pero menor que la meperidina pura. Cuando la enfermera se enfrentó a la evidencia de su adulteración, y con el conocimiento exacto de cómo estaba sustrayendo la meperidina, confesó el delito.



Una enfermera administrando medicación para el dolor. (Dominique Platriez/Photo Researchers, Inc.)

Tabla 6.3 Propiedades físicas de las muestras del Caso en estudio.

| Muestra | Osmolalidad
[mOsm/kg] | Densidad
(g/cm ³) |
|--------------------------------------|--------------------------|----------------------------------|
| 75 mg meperidina, jeringa control | 429 | 1,037 |
| 75 mg meperidina, jeringa sospechosa | 381 | 1,011 |
| Disolución salina bacteriostática | 374 | 1,010 |
| Disolución salina | 291 | 1,004 |
| Agua bacteriostática | 93 | 1,005 |
| Agua estéril | 1 | 1,000 |

James F. Wesley, "Osmolality—A Novel and Sensitive Tool for Detection of Tampering of Beverages Adulterated with Ethanol, γ -Butyrolactone, and 1,4-Butanediol, and for Detection of Dilution-Tampered Demerol Syringes", *Microgram Journal* 1 (2003): 8.

Ejemplo resuelto 12

Basándose en los datos de densidad de las muestras, ¿pueden determinar los investigadores si la jeringa sospechosa ha sido adulterada? ¿Se puede averiguar la identidad de las sustancias en la jeringa?

SOLUCIÓN Sí, es posible decir que la jeringa ha sido adulterada porque la densidad de la meperidina es significativamente más alta que la del contenido de la jeringa sospechosa. No, la identidad no se puede determinar con estos datos porque la disolución salina y el agua bacteriostática tienen valores de densidad muy similares y no permiten una fácil diferenciación entre las sustancias.

Práctica 6.12

Basándose en los datos de molalidad de las muestras, ¿pueden determinar los investigadores si la jeringa sospechosa ha sido adulterada? ¿Se puede averiguar la identidad de las sustancias en la jeringa?

RESPUESTA

Sí, la molalidad de la meperidina es lo bastante diferente de la del resto de las muestras conocidas y se puede determinar si fue sustituida por otra disolución. Sí, se puede averiguar la identidad del contenido de la jeringa porque la molalidad de cada muestra es diferente.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Las fuerzas intermoleculares son atracciones electrostáticas entre regiones positivas y negativas que se desarrollan entre las moléculas de un compuesto. Las fuerzas intermoleculares afectan a las propiedades físicas de las disoluciones.
- La forma esférica de una gotita de líquido se debe a la atracción neta hacia el interior de las moléculas que se encuentran en la superficie de la gotita por las moléculas próximas a ellas. Una esfera tiene el área superficial más pequeña para un volumen dado de líquido.
- Las fuerzas de dispersión, llamadas fuerzas de Van der Waals, resultan de la distorsión de la nube de electrones alrededor de los átomos. Esta distorsión crea un dipolo temporal dentro de la molécula, el cual induce un dipolo en las moléculas de alrededor.
- La facilidad de distorsionar una nube de electrones se llama polarización de una molécula. Cuanto más grandes son los átomos o moléculas, más fácil es distorsionar la nube de electrones y formar un dipolo inducido.
- La fuerza intermolecular dipolo-dipolo se establece entre moléculas polares y aumenta con la fuerza del dipolo dentro de una molécula. Una forma especialmente fuerte de interacción dipolo-dipolo es el enlace o puente de hidrógeno, que ocurre sólo cuando un elemento con suficiente electronegatividad (N, O o F) se une directamente a un átomo de hidrógeno.
- En las disoluciones se pueden desarrollar otras atracciones intermoleculares, tales como interacciones ion-dipolo y dipolo-dipolo inducido.
- La difusión es la mezcla pasiva de las partículas de soluto y disolvente por movimientos moleculares aleatorios desde una región de alta concentración de soluto a una región de baja concentración de soluto.
- El punto de fusión, el punto de ebullición, la presión de vapor y la presión osmótica de las disoluciones se llaman propiedades coligativas, para las cuales el factor importante no es la identidad del soluto sino simplemente la cantidad de partículas de soluto que están presentes en la disolución.
- La HPLC se basa en fuerzas intermoleculares de atracción entre compuestos de una mezcla hacia la fase estacionaria y la fase móvil para separar los componentes.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|----------------------------------|---------------------------------------|---|---|
| Fuerzas intermoleculares, p. 170 | Fuerza dipolo-dipolo, p. 174 | Aumento del punto de ebullición, p. 180 | Ósmosis inversa, p. 186 |
| Tensión superficial, p. 171 | Enlace o puente de hidrógeno, p. 175 | Propiedades coligativas, p. 180 | Disolución isotónica, p. 187 |
| Nube de electrones, p. 172 | Fuerza ion-dipolo, p. 176 | Molalidad, p. 181 | Disolución hipotónica, p. 187 |
| Dipolo inducido, p. 172 | Fuerza dipolo-dipolo inducido, p. 177 | Descenso del punto de congelación, p. 183 | Disolución hipertónica, p. 187 |
| Fuerzas de dispersión, p. 173 | Vapor, p. 178 | Equilibrio, p. 184 | Osmolalidad, p. 187 |
| Fuerzas de Van der Waals, p. 173 | Presión, p. 178 | Difusión, p. 185 | Cromatografía líquida de alta resolución (HPLC), p. 188 |
| Fuerzas de London, p. 173 | Presión de vapor, p. 178 | Ósmosis, p. 185 | |
| Polarización, p. 173 | Punto de ebullición, p. 179 | Membrana semipermeable, p. 185 | |
| | | Presión osmótica, p. 186 | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

Wesley, James F. "Osmolality—A Novel and Sensitive Tool for Detection of Tampering of Beverages Adulterated with Ethanol, γ -Butyrolactone, and 1,4-Butanediol, and for Detection of Dilution-Tampered Demerol Syringes", *Microgram Journal* 1 (2003): 8.

Para más información sobre la Oficina de Ciencias

Lecturas, recursos y referencias adicionales

Forenses de la DEA: www.dea.gov/programs/forensicsci/microgram/index.html

Para más información sobre la presión osmótica: www.nlm.nih.gov/medlineplus/ency/article/003463.htm

Para más información sobre Alfred Nobel: nobelprize.org/nobel/alfred-nobel/index.html

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares existen en un disolvente polar? (6.2)
2. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares existen en un disolvente no polar? (6.2)
3. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares se desarrollan cuando se disuelven compuestos iónicos en un disolvente polar? (6.3)
4. ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se desarrollan cuando se disuelven moléculas polares en un disolvente polar? (6.2)
5. Aunque el gas oxígeno es no polar, se disolverá una pequeña cantidad en el disolvente polar agua. ¿Qué fuerza(s) intermolecular(es) es (son) la causa de la interacción de los dos compuestos? (6.3)
6. ¿El gas nitrógeno es más o menos soluble en agua que el gas oxígeno? (6.3)
7. ¿Cuál es la fuerza intermolecular dipolo inducido-dipolo inducido (dispersión) más débil? (6.2)
8. ¿Por qué el enlace o puente de hidrógeno es la fuerza intermolecular más fuerte? (6.2)
9. ¿Cuáles son las condiciones requeridas para la formación del enlace o puente de hidrógeno? (6.2)
10. ¿Cuál es la diferencia entre el movimiento del alcohol a través del cuerpo humano y el movimiento de los nutrientes por todo el cuerpo? (6.3)
11. ¿Qué significa que un sistema está en equilibrio? (6.6)
12. Explicar qué es la presión de vapor de un líquido y qué le ocurre si aumenta la temperatura del líquido. Dibujar un esquema molecular del mismo líquido a dos temperaturas diferentes que ilustre los cambios en la presión de vapor. (6.4)
13. Explicar qué representa el punto de ebullición de una disolución y qué papel desempeña la presión de vapor. (6.4)
14. Explicar por qué dos líquidos diferentes tendrán distintos puntos de ebullición según los tipos de fuerzas intermoleculares presentes. (6.4)
15. Explicar cómo disminuye la presión de vapor de una disolución por la presencia de un soluto, y dibujar un esquema molecular de este proceso. (6.4)
16. Explicar cómo disminuye el punto de congelación de una disolución por la presencia de un soluto, y dibujar un esquema molecular de este proceso. (6.6)
17. Si una muestra de agua salada tiene un punto de congelación de $-4\text{ }^{\circ}\text{C}$, dibujar un esquema molecular de qué ocurre cuando la temperatura disminuye a $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$. (6.6)
18. En invierno es habitual espolvorear cloruro de sodio en las carreteras para derretir el hielo. Sin embargo, la sal es corrosiva y no resulta adecuada para utilizarla en los aviones. Usando Internet como fuente de información, determinar qué contienen las disoluciones que se emplean para derretir el hielo en los aviones. (6.6)
19. El cloruro de calcio es una alternativa (más cara) al cloruro de sodio para derretir el hielo en invierno, y se suele vender como “¡Superdescongelante!”. ¿Es más efectivo el cloruro de calcio que el cloruro de sodio para derretir el hielo? (6.6)
20. Explicar por qué la disminución del punto de congelación es el método preferido para detectar disoluciones adulteradas. (6.6)
21. Hasta el siglo XX, un método común para conservar comida era la salmuera muy concentrada, o simplemente almacenar la carne en barriles cubierta de sal. Explicar cómo se basan estos métodos en el principio de ósmosis para prevenir el crecimiento de bacterias y moho. (6.8)
22. Explicar cómo se puede obtener agua potable del agua de mar basándose en el proceso de ósmosis. (6.8)
23. Explicar la función de las fuerzas intermoleculares en la HPLC para averiguar el origen de una muestra de heroína requisada por la DEA.

Problemas

24. Calcular el área superficial de un tetraedro regular con un volumen de 1 cm^3 . Para un tetraedro regular, el volumen y el área superficial vienen dados por:

$$V = \frac{\sqrt{2}}{12} (L)^3 \quad \text{y} \quad A = (L)^2 \sqrt{3}$$

donde L es la longitud de un lado. ¿Qué porcentaje aumenta el área superficial de un

tetraedro regular en comparación con una esfera del mismo volumen? (6.1)

25. Calcular el área superficial de un octaedro regular con un volumen de 1 cm^3 . Para un octaedro regular, el volumen y el área superficial vienen dados por:

$$V = \frac{\sqrt{2}}{3} a^3 \quad \text{y} \quad A = 2a^2 \sqrt{3}$$

donde a es la longitud de un lado. ¿Qué porcentaje aumenta el área superficial de un octaedro regular en comparación con una esfera del mismo volumen? (6.1)

26. Colocar la siguiente lista de átomos en orden decreciente de polarización: Br, K, Fe, As. (6.2)
27. Colocar la siguiente lista de átomos en orden ascendente de polarización: B, Al, Ga, In. (6.2)
28. Nombrar todas las fuerzas intermoleculares que estarán presentes en los siguientes líquidos, y señalar la fuerza predominante para cada líquido. El tipo de compuesto se indica entre paréntesis. (6.2)
- (a) NH_3 (polar)
 - (b) C_3H_8 (no polar)
 - (c) N_2 (no polar)
29. Nombrar todas las fuerzas intermoleculares que estarán presentes en los siguientes líquidos, y señalar la fuerza predominante para cada líquido. El tipo de compuesto se indica entre paréntesis. (6.2)
- (a) H_2O (polar)
 - (b) CH_3OH (polar)
 - (c) Br_2 (no polar)
30. Nombrar todas las fuerzas intermoleculares que estarán presentes en las siguientes disoluciones acuosas, y señalar la fuerza predominante para cada líquido. El tipo de compuesto se indica entre paréntesis. (6.2 y 6.3)
- (a) NaCl (iónico)
 - (b) CO_2 (no polar)
 - (c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (polar)
31. Nombrar todas las fuerzas intermoleculares que estarán presentes en las siguientes disoluciones acuosas, y señalar la fuerza predominante para cada líquido. El tipo de compuesto se indica entre paréntesis. (6.2 y 6.3)
- (a) O_2 (no polar)
 - (b) CH_3OH (polar)
 - (c) $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (iónico)

32. ¿Qué compuesto tendrá un punto de ebullición más alto, HI o HCl? ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante? (6.2)

33. ¿Qué compuesto tendrá un punto de ebullición más alto, HF o HBr? ¿Cuál es la fuerza intermolecular predominante? (6.2)

34. Colocar las siguientes disoluciones en orden de disminución de la presión de vapor del agua. (6.4)

Disolución A: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0,1 M

Disolución B: CuSO_4 0,2 M

Disolución C: KI 0,15 M

35. Colocar las siguientes disoluciones en orden de disminución de la presión de vapor del agua. (6.4)

Disolución A: CaCl_2 0,5 M

Disolución B: Na_3PO_4 0,6 M

Disolución C: LiI 0,11 M

36. ¿Por qué la presión de vapor de un líquido aumenta si se eleva la temperatura? (6.4)

37. ¿Por qué no sería una buena idea calibrar los termómetros usando agua hirviendo? (6.4)

38. ¿Qué difundirá más rápido por la sangre, el monóxido de carbono o el dióxido de carbono, suponiendo que los dos están presentes en la misma concentración? (6.8)

39. Colocar las siguientes disoluciones en orden de mayor a menor punto de ebullición: NaCl 0,1 m, Na_2S 0,05 m y glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0,08 m. (6.5)

40. Colocar las siguientes disoluciones en orden de mayor a menor punto de ebullición: KI 0,25 m, Na_3PO_4 0,05 m y $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0,10 m. (6.5)

41. Calcular el punto de ebullición de cada disolución del problema 39, siendo $K_{pb} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C}/m$ para el agua. (6.5)

42. Calcular el punto de ebullición de cada disolución del problema 40, siendo $K_{pb} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C}/m$ para el agua. (6.5)

43. Calcular el punto de ebullición del agua ($K_{pb} = 0,512 \text{ }^\circ\text{C}/m$) en las siguientes condiciones.
- (a) 21,00 g de KI disueltos en 250,0 g de agua
 - (b) 13,3 g de NH_4NO_3 disueltos en 50,0 g de agua
 - (c) 125,0 g de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (urea) disueltos en 225 g de agua

44. Calcular el cambio en el punto de congelación del agua ($K_{pf} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$) en las siguientes condiciones. (6.7)
- 32,3 g de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ (etilenglicol) disueltos en 100,0 g de agua
 - 78,8 g de $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ disueltos en 125,0 g de agua
 - 25,8 g de NaOH disueltos en 75,8 g de agua
45. Calcular el punto de congelación de las disoluciones del problema 39, siendo $K_{pf} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$ para el agua. (6.7)
46. Calcular el punto de congelación de las disoluciones del problema 40, siendo $K_{pf} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$ para el agua. (6.7)
47. Calcular el cambio en el punto de congelación del agua ($K_{pf} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$) en las siguientes condiciones. (6.7)
- 8,24 g de FeCl_3 disueltos en 50,00 g de agua
 - 273,2 g de NaNO_3 disueltos en 350,0 g de agua
 - 377,2 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ disueltos en 225,0 g de agua
48. Calcular el cambio en el punto de congelación del agua ($K_{pf} = -1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$) en las siguientes condiciones. (6.7)
- 8,24 g de FeCl_3 disueltos en 50,00 g de agua
 - 3,22 g de cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) disueltos en 75,0 g de agua
 - 74,83 g de KCN disueltos en 1000,0 g de agua
49. Determinar la molalidad de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en agua en las siguientes condiciones (6.5 y 6.7)
- Punto de congelación = $-3,4\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - Punto de ebullición = $103,3\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - Punto de ebullición = $102,5\text{ }^{\circ}\text{C}$
50. Determinar la molalidad de una disolución de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en agua en las siguientes condiciones. (6.5 a 6.7)
- Punto de ebullición = $120,0\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - Punto de congelación = $-10,0\text{ }^{\circ}\text{C}$
 - Punto de congelación = $-15,5\text{ }^{\circ}\text{C}$
51. Suponiendo que cada disolución del problema 49 contiene 1,00 kg de disolvente, determinar los moles de glucosa y la cantidad de glucosa disueltos en cada disolución. (6.5 y 6.7)
52. Suponiendo que cada disolución del problema 50 contiene 1,00 kg de disolvente, determinar

los moles de etilenglicol y la cantidad de etilenglicol disueltos en cada disolución. (6.5 a 6.7)

53. Dibujar un sistema de membrana que muestre el proceso de ósmosis natural de agua de mar a agua pura, con el agua de mar en un lado de la membrana y el agua pura en el otro. Asegúrese de indicar el movimiento de todas las partículas de soluto y disolvente. (6.8)
54. Dibujar un sistema de membrana que muestre la ósmosis inversa de agua de mar a agua pura, con el agua de mar en un lado de la membrana y el agua pura en el otro. Asegúrese de indicar el movimiento de todas las partículas de soluto y disolvente. (6.8)

Problemas de química forense

55. En el caso de un accidente mortal de un conductor borracho, el alcohol consumido durante toda la tarde se puede determinar en una muestra de humor vítreo. Sin embargo, el fallecido había consumido una cantidad muy grande de alcohol momentos antes del choque. ¿Se reflejará esto en el humor vítreo? (PC)
56. Una muestra de líquido se envió a un laboratorio para su análisis. Se sospechaba que era propanol (punto de ebullición = $97,2\text{ }^{\circ}\text{C}$) o heptano (punto de ebullición = $98,4\text{ }^{\circ}\text{C}$). Explicar si una medida sencilla del punto de ebullición sería suficiente para identificar el compuesto. (PC)
57. En el Problema 56, ¿la información adicional de que la densidad del propanol es $0,80\text{ g}/\text{cm}^3$ y la del heptano es $0,68\text{ g}/\text{cm}^3$ hará que cambie su respuesta? Dar una explicación. (PC)

Problemas de casos en estudio

58. En una playa del sur de Gales se halló una deportista que había sufrido un colapso y estaba inconsciente. Se avisó a la policía y una ambulancia llevó a la mujer al hospital local. No parecía estar deshidratada, y sus antecedentes médicos no proporcionaron pistas sobre la situación actual de la mujer. Se solicitó al laboratorio un análisis toxicológico del contenido de una botella de agua medio llena que se encontraba a su lado.

Los análisis toxicológicos dieron negativo para alcohol y drogas comunes. Sin embargo, la medida preliminar del punto de congelación del contenido de la botella reveló que era una disolución, no agua pura. ¿Esto implica que la

deportista se intoxicó? Nombrar diferentes compuestos que pudieran encontrarse en el agua y que los hubiera podido poner ella misma. ¿Cómo podría determinarse que se hubiera añadido más de un compuesto al agua? (PC)

59. Un hombre de unos 20 años fue hallado muerto con diferentes latas de limpiadores con derivados del petróleo y una bolsa de plástico a su lado. Los investigadores se plantearon la hipótesis inicial de que el hombre había muerto asfixiado

por inhalar los humos volátiles de los limpiadores. El momento estimado de la muerte fue 16 horas antes de encontrarlo. Cuando se realizó la autopsia, varios días después, sólo se detectaron pequeñas cantidades de compuestos volátiles derivados del petróleo en sus pulmones, muy por debajo del nivel letal. ¿Todavía es válida la hipótesis original de muerte por asfixia por inhalación? Explicar por qué sólo se detectaron trazas. (PC)

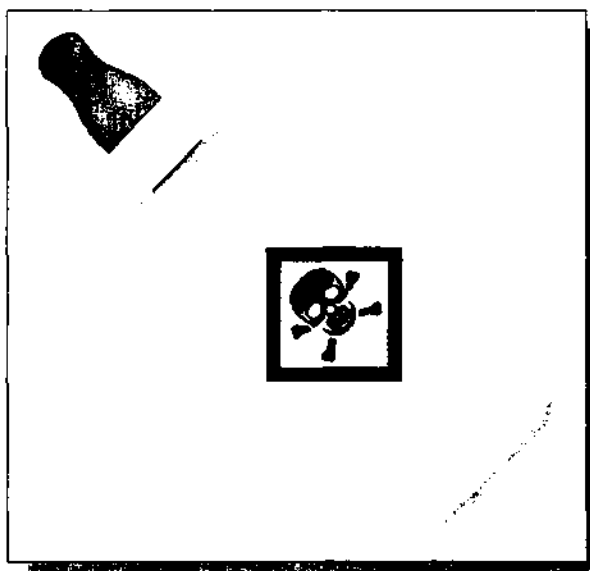
CAPÍTULO 7

Química de las drogas

CASO EN ESTUDIO:

Los expertos coinciden

- 7.1 Introducción a la química orgánica
- 7.2 Alcanos
- 7.3 Alquenos y alquinos
- 7.4 Isómeros ramificados
- 7.5 Compuestos cíclicos
- 7.6 Éteres, cetonas y ésteres
- 7.7 Aminas
- 7.8 Alcoholes, aldehídos y ácidos carboxílicos
- 7.9 Cómo extraer compuestos orgánicos: solubilidad y propiedades ácido-base
- 7.10 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Los expertos coinciden



¿Qué puede conducir a una madre a envenenar a su propio bebé con anticongelante?

(Biberón: Hemera Technologies/Alamy; señal de peligro: Fotosearch)



CASO EN ESTUDIO: Los expertos coinciden

El verano de 1989 la familia Stallings se encontraba viviendo el sueño americano. Su primer hijo, Ryan, nació antes de la primavera, y ellos se mudaron a una casa nueva frente al lago a principios del verano. Patricia Stallings era la típica madre novata, siempre vigilando a su hijo y atendiendo sus necesidades.

Un viernes de principios de julio notó que Ryan había vomitado tras tomar su biberón de leche de antes de acostarse. Consideró que tendría suficiente alimento hasta el día siguiente y esperaba que se encontrara mejor por la mañana. Cuando llegó el sábado, parecía que Ryan se encontraba mejor y le dio su comida. Sin embargo, el domingo Ryan apenas pudo comer. Estaba aletargado y tenía dificultades para respirar. Inmediatamente su madre llamó al hospital y cogió a su hijo para ir a ver al médico.

En Urgencias el médico ordenó una serie de análisis de sangre y se sorprendió cuando recibió los resultados. ¡Ryan Stallings tenía en su sangre 1,2-etanodiol,

el ingrediente principal de los anticongelantes, más conocido como etilenglicol! El envenenamiento con etilenglicol es extremadamente peligroso y con frecuencia mortal. Se llamó a la Missouri Division of Family Service, y Ryan quedó inmediatamente bajo su custodia. La familia Stallings se quedó atónita. ¿Cómo podía haber estado su hijo expuesto al 1,2-etanodiol? La policía creyó que un miembro de la familia Stallings había envenenado a Ryan intencionadamente.

Se permitieron visitas supervisadas de los miembros de la familia a Ryan, que quedó en adopción. Fue durante una visita supervisada, a principios de septiembre, que Patricia Stallings empleó sus últimas pocas horas con su hijo dándole un biberón. Al cabo de tres días de la última visita de Patricia, su hijo murió. De nuevo los resultados de la sangre de Ryan dieron positivo para 1,2-etanodiol. La policía no desperdició el tiempo y arrestó a un sospechoso: Patricia Stallings.

¿Cómo podría una madre envenenar a su hijo? El abogado teorizó que ella sufría el síndrome de Munchausen, una enfermedad mental con la cual un padre somete a su hijo a procedimientos médicos innecesarios en un intento desesperado por obtener atención y simpatía. Los análisis de laboratorio mostraron que en el biberón que Patricia usó había trazas de 1,2-etanodiol, y se encontró un galón de anticongelante en el sótano. Además, la autopsia reveló que se formaron cristales de oxalato de calcio en el tejido pulmonar, un hallazgo indicador de envenenamiento con 1,2-etanodiol. El jurado no tardó en acusar a Patricia Stallings por asesinato en primer grado y condenarla a cadena perpetua.

Aunque parecía que la vida de Patricia no podía ir peor, se complicó por el hecho de que cuando murió Ryan estaba embarazada de tres meses de su segundo hijo, David Jr. La Missouri Division of Family Services tomó la custodia de David Jr. tan pronto como nació, y lo dio en adopción. Nadie podía saber en aquel momento que David Jr. sería la clave para probar la inocencia de su madre, y que los expertos se habían equivocado. Él proporcionaría pruebas de que la sustancia de la sangre de Ryan no era 1,2-etanodiol sino ácido propanoico formado a partir del ácido 2-metilpropanodioico.

**¿Qué son exactamente estos compuestos y cómo pudo un recién nacido probar la inocencia de su madre?
Para contestar estas preguntas, primero hay que
saber química orgánica . . .**

7.1 | Introducción a la química orgánica

En términos sencillos, un **compuesto orgánico** está formado principalmente por átomos de carbono e hidrógeno. En cambio, un **compuesto inorgánico** se compone de los elementos del resto de la tabla periódica. El lector probablemente estará familiarizado con varios de los compuestos orgánicos más



Objetivo de aprendizaje

Diferenciar entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

Tabla 7.1 Prefijos del carbono.

| Prefijo | Átomos de carbono |
|---------|-------------------|
| met- | 1 |
| et- | 2 |
| prop- | 3 |
| but- | 4 |
| pent- | 5 |
| hex- | 6 |
| hept- | 7 |
| oct- | 8 |
| non- | 9 |
| dec- | 10 |

sencillos porque se utilizan como combustibles: metano (CH_4), propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). El nombre de los compuestos proporciona información sobre el número de átomos de carbono en cada compuesto, como se muestra en la Tabla 7.1. En las secciones siguientes se proporcionará más información sobre cómo determinar las fórmulas y las estructuras de los compuestos orgánicos.

Los compuestos químicos del Caso en estudio encajan con la definición de compuestos orgánicos, porque la fórmula química del 1,2-etanodiol es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$. El ácido propanoico tiene la fórmula $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, y el 2-metilpropanodioico tiene la fórmula $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$. Otros elementos tales como el oxígeno, el nitrógeno, el fósforo y el azufre se pueden encontrar como componentes minoritarios de los compuestos orgánicos.

Hasta principios del siglo XIX, los compuestos orgánicos se aislaban en organismos vivos o muertos, tales como plantas y animales, ya que los científicos no eran capaces de sintetizarlos en el laboratorio. Sin embargo, en 1828 Friedrich Wöhler sintetizó con éxito urea, un compuesto orgánico, en el laboratorio. A partir de ese momento la química orgánica moderna no quedó limitada a los compuestos encontrados en los organismos vivos. Los compuestos orgánicos incluyen ahora una serie aparentemente interminable de sustancias resultantes del descubrimiento de nuevas moléculas naturales y de la síntesis de nuevas moléculas en el laboratorio.

Podría parecer que no obtendríamos demasiados compuestos combinando sólo carbono, hidrógeno y otros pocos elementos, pero como se estudiará en este capítulo, la variedad de maneras de combinar estos elementos en compuestos orgánicos es casi ilimitada. Aproximadamente 4000 sustancias nuevas se añaden cada día al registro del Chemical Abstracts Service, una base de datos internacional de compuestos químicos. La mayoría son compuestos orgánicos. De los más de 25 millones de compuestos conocidos, un 90% contienen carbono.

Uno de los usos actuales más importantes de la química orgánica es el desarrollo de nuevos compuestos que puedan utilizarse como fármacos. Con algunos medicamentos, tales como los analgésicos y los narcóticos, el efecto médico obtenido se presta a abusar de ellos. La estructura química de los narcóticos ilegales y de los fármacos de prescripción puede ser muy similar. Obsérvense, por ejemplo, las similitudes entre la heroína, un narcótico ilegal, y la *Vicodina*, un fármaco recetado para el dolor, mostrados ambos en la Figura 7.1.

A medida que se avance en el capítulo, se aprenderá cómo interpretar estas estructuras, pero las similitudes entre la heroína y la *Vicodina* son notablemente evidentes con una simple observación. De hecho, es común en las

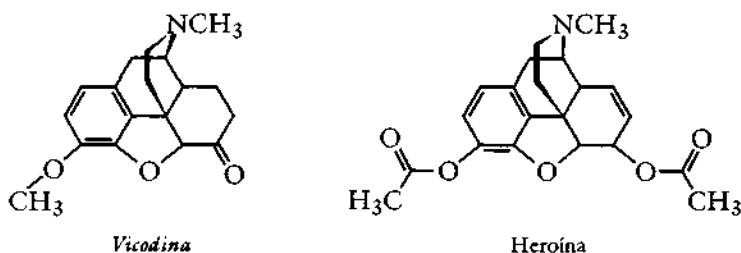


Figura 7.1 Estructuras químicas. La parte central de las moléculas de la *Vicodina* ($\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3$) y la heroína ($\text{C}_{21}\text{H}_{23}\text{NO}_5$) son muy similares. Las moléculas sólo difieren en tres átomos de carbono, dos de hidrógeno y dos de oxígeno.

compañías farmacéuticas estudiar pequeñas modificaciones de la estructura base del fármaco para determinar si la molécula nueva será más efectiva y tendrá menos efectos secundarios que el fármaco original. El ejemplo de la *Vicodina* y la heroína muestra que simplemente añadiendo o eliminando unos pocos átomos de carbono u oxígeno cambia el modo en que la molécula actúa en el cuerpo humano.

7.2 | Alcanos

En la Figura 7.2 pueden verse las estructuras de la cocaína y del “crack”. La cocaína es un compuesto aniónico (obsérvese la carga positiva del ion nitrógeno y la carga negativa del ion cloruro), mientras que el “crack” es un compuesto neutro. Debido a que la cocaína es soluble en agua, los drogadictos pueden “esnifar” (aspirar por la nariz) cocaína finamente pulverizada, la cual se disuelve en la humedad de la cavidad nasal y pasa al riego sanguíneo. El “crack” no es soluble en agua y se debe fumar en vez de esnifarlo, porque no se puede disolver en el conducto nasal.

Cuando una muestra de droga sospechosa de ser alguna forma de cocaína se lleva al laboratorio forense, es necesario determinar de qué tipo es. Puesto que la cocaína y el “crack” tienen diferentes propiedades físicas, los dos se pueden distinguir fácilmente añadiendo a la muestra hexano, un disolvente orgánico no polar. En los Capítulos 5 y 6 vimos el proceso de disolución y el papel de las fuerzas intermoleculares. Determinar si una muestra es cocaína o “crack” es simplemente una aplicación de “*lo semejante disuelve a lo semejante*”. El “crack” neutro, no polar, se disuelve realmente en el hexano no polar, mientras que la cocaína, debido a su naturaleza iónica, no. La cocaína se disuelve fácilmente en agua mediante una atracción dipolo-ion. La diferencia de solubilidad indica rápidamente al químico forense de qué forma de cocaína se trata. El siguiente paso es obtener una identificación positiva de la sustancia y determinar su pureza usando la cromatografía.

Objetivo de aprendizaje
Conocer los alcanos y dibujar sus estructuras.

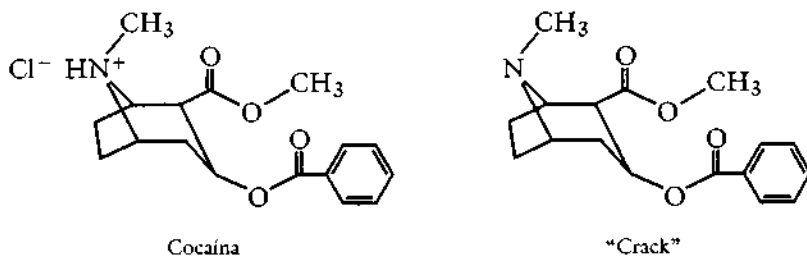
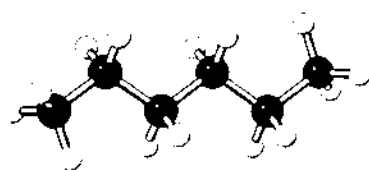
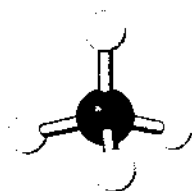


Figura 7.2 Formas de la cocaína. La cocaína es una sal iónica que es soluble en agua. El “crack” es una molécula neutra que es insoluble en agua, pero soluble en disolventes polares tales como el hexano.

La forma tridimensional de las moléculas es extremadamente importante para determinar las propiedades físicas de un compuesto. Muchos compuestos, comentados en este capítulo, se muestran como modelos tridimensionales para ayudar a la visualización de la molécula. El Capítulo 8 se centrará en la determinación de las formas tridimensionales de las moléculas pequeñas y en cómo la geometría local en cada átomo de carbono afecta a la forma global de las moléculas grandes.

Hexano (C_6H_{14})Metano (CH_4)

La clase más sencilla de compuestos orgánicos son los **alcanos**, por ejemplo el hexano (ver a la izquierda). Los alcanos se usan normalmente en el laboratorio como disolventes porque son medianamente no reactivos; es decir, disuelven compuestos no polares sin experimentar reacciones químicas. Los alcanos se usan como combustibles y, por esta razón, pueden convertirse en una buena herramienta para los pirómanos. El análisis de los alcanos se relaciona con las investigaciones forenses de los incendios provocados y se comentará en capítulos posteriores.

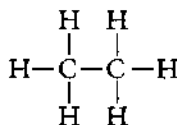
El más sencillo de todos los alcanos es el metano (CH_4), que se compone de un átomo de carbono enlazado a cuatro átomos de hidrógeno (ver a la izquierda). El siguiente compuesto sencillo es el etano (C_2H_6). La clase de compuestos orgánicos alcanos tiene una fórmula química que sigue el modelo C_nH_{2n+2} , donde n es el número de átomos de carbono. El etano se compone de dos átomos de carbono enlazados, y cada carbono tiene tres enlaces con átomos de hidrógeno. Esta información no se obtiene fácilmente observando la fórmula C_2H_6 , y por ello se suelen escribir fórmulas estructurales para los compuestos orgánicos. Una **fórmula estructural** muestra no sólo el tipo y el número de átomos presentes en una molécula, sino también la forma en que los átomos están organizados unos respecto a otros. Escribir la fórmula estructural de los alcanos es bastante fácil si se siguen las siguientes normas:

Normas para las estructuras orgánicas

1. Los átomos de carbono se enlazan juntos para formar una cadena.
2. El carbono *siempre* tiene un total de cuatro enlaces.
3. El hidrógeno tiene *sólo* un enlace.

La fórmula estructural del etano (C_2H_6) se puede determinar aplicando estas normas:

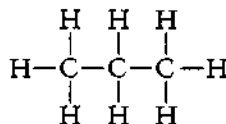
1. Dos átomos de carbono deben estar enlazados juntos: $C-C$.
2. Cada átomo de carbono necesita tres enlaces más.
3. Hay seis átomos de hidrógeno, tres enlazados a cada átomo de carbono:



Ejemplo resuelto 1

Siguiendo las normas para los compuestos orgánicos, ¿cuáles son la fórmula y la estructura para el compuesto propano que contiene tres átomos de carbono?

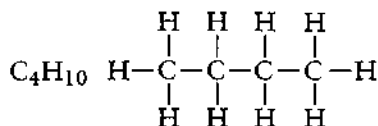
SOLUCIÓN Usando la fórmula, $n = 3$ y $C_nH_{2n+2} = C_3H_8$. Si los átomos de carbono están enlazados juntos, la estructura básica debe ser: $C-C-C$. Puesto que un átomo de carbono forma un total de cuatro enlaces, cada carbono de los extremos tiene tres átomos de hidrógeno y el carbono central tiene dos átomos de hidrógeno, con un total de ocho átomos de hidrógeno.



Práctica 7.1

Escribir la fórmula y dibujar la estructura del compuesto butano, que contiene cuatro átomos de carbono.

RESPUESTA

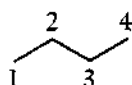


Cuando el número de átomos de carbono aumenta, escribir la fórmula estructural y mostrar todos los enlaces puede llegar a ser bastante incómodo. La **fórmula estructural condensada** de un compuesto muestra los átomos en el mismo orden que la fórmula estructural, pero elimina las líneas que representan los enlaces. Por ejemplo, la fórmula estructural condensada del butano es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$. Las fórmulas y las fórmulas estructurales condensadas para los primeros diez compuestos alcanos se muestran en la Figura 7.3. Como se ha dicho antes, los nombres también indican el número de átomos de carbono presentes: *met-* representa 1, *et-* representa 2, *prop-* representa 3, y así sucesivamente. Estos prefijos deberían memorizarse.

| | | |
|---------|------------------------------|--|
| Metano | CH_4 | CH_4 |
| Etano | C_2H_6 | CH_3CH_3 |
| Propano | C_3H_8 | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Butano | C_4H_{10} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Pentano | C_5H_{12} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Hexano | C_6H_{14} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Heptano | C_7H_{16} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Octano | C_8H_{18} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Nonano | C_9H_{20} | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |
| Decano | $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ |

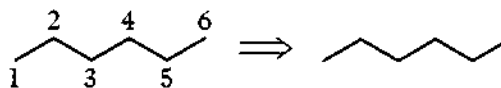
Figura 7.3 Fórmulas de los alcanos.

Las estructuras de la cocaína mostradas en la Figura 7.2 ilustran otro método de dibujar las estructuras de los compuestos orgánicos. Las líneas representan los enlaces entre los átomos de carbono que se entiende que están al principio y al final de las líneas y en los lugares donde cambian de dirección. Para simplificar la **estructura lineal**, los átomos de hidrógeno no se muestran cuando están enlazados al carbono. Por ejemplo, el butano tiene cuatro átomos de carbono enlazados formando una cadena, representada por la siguiente estructura lineal.

**Ejemplo resuelto 2**

Escribir la estructura lineal del hexano, el disolvente usado comúnmente para extraer drogas neutras en el laboratorio.

SOLUCIÓN

**Práctica 7.2**

Escribir la estructura lineal del heptano.

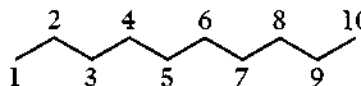
RESPUESTA

**Ejemplo resuelto 3**

¿Cuáles son el nombre y la fórmula del siguiente compuesto?



SOLUCIÓN



El número de átomos de carbono es 10; por tanto, el compuesto es el decano y la fórmula es $C_nH_{2n+2} = C_{10}H_{22}$.

Práctica 7.3

¿Cuáles son el nombre y la fórmula del siguiente compuesto?



RESPUESTA

Octano (C_8H_{18})

Una forma peligrosa de abuso de sustancias es la inhalación de vapores de compuestos químicos (en inglés *huffing*), tales como mezclas de disolventes usados en muchos productos comerciales. Esta inhalación puede causar problemas serios de salud: daños irreversibles en el corazón, los riñones, los pulmones, el hígado y el cerebro, e incluso la muerte. La inhalación crónica puede causar también cambios de personalidad, resultado del daño permanente en el cerebro, que no se recuperará aunque el usuario deje de abusar de estos inhalantes.

El daño lo ocasionan compuestos orgánicos tóxicos, tales como los alcanos y los llamados *alquenos*, así como los *alquinos*, que están estrechamente relacionados con los alcanos. Los alquenos y los alquinos, comentados en la siguiente sección, se obtienen cuando los átomos de carbono forman enlaces múltiples con otro átomo de carbono.

7.3 | Alquenos y alquinos**Alquenos**

Los enlaces carbono-carbono en los alcanos son enlaces simples en los cuales dos átomos de carbono comparten un par de electrones. Los compuestos

**Objetivo de aprendizaje**

Conocer los alquenos y los alquinos y dibujar sus estructuras.

que contienen un doble enlace carbono-carbono (compartiendo dos pares de electrones) pertenecen a la clase de los compuestos orgánicos denominada **alquenos**. Los alquenos tienen una fórmula general C_nH_{2n} y el sufijo “-eno” en el nombre. El alqueno más sencillo es $CH_2=CH_2$, que se llama *eteno*. Las normas para obtener la fórmula estructural, la fórmula condensada estructural y la estructura lineal se aplican todavía.

A medida que aumenta la longitud de la cadena de carbonos hay diferentes localizaciones posibles del doble enlace, como se muestra en la Figura 7.4 para el buteno. ¿Cambia la naturaleza del compuesto el emplazamiento del doble enlace dentro de la molécula? Si la respuesta es sí, entonces las propiedades físicas de los tres compuestos mostrados en las Figuras 7.4a, 7.4b y 7.4c serán diferentes. Y de hecho lo son: el punto de ebullición de los compuestos de las Figuras 7.4a y 7.4c es $-6,3\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que el del compuesto de la Figura 7.4b es $4\text{ }^{\circ}\text{C}$.

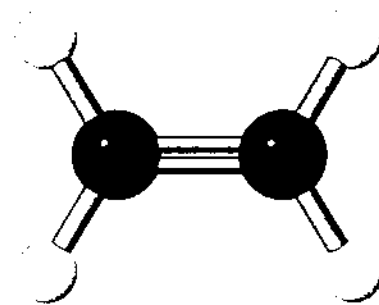
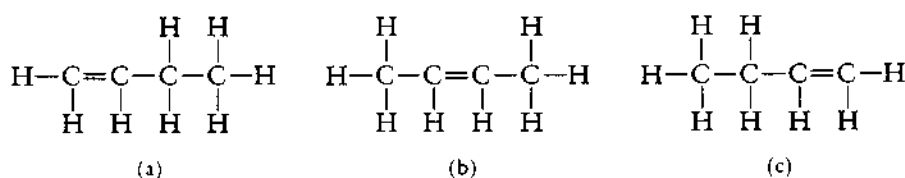
Eteno (C_2H_4)

Figura 7.4 Emplazamiento del doble enlace en el buteno.

Los compuestos mostrados en las Figuras 7.4a y 7.4c son, de hecho, el mismo compuesto, justo girado extremo por extremo. El compuesto de la Figura 7.4b es diferente. Dos compuestos que tienen idéntica fórmula química, pero diferente fórmula estructural, se llaman **isómeros**. Distinguir un isómero de otro requiere un método sistemático para conocer los compuestos.

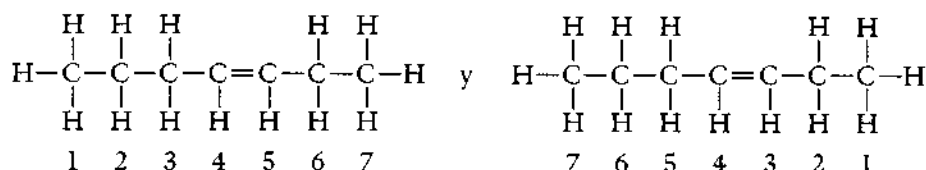
Los isómeros desempeñan un papel importante en la investigación del origen de narcóticos y explosivos. Durante la síntesis de compuestos orgánicos es habitual que se formen pequeñas cantidades (algunas veces llamadas *trazas*) de isómeros. Además, las cantidades relativas y los tipos de impurezas normalmente varían de una instalación de producción a otra debido a pequeñas variaciones en las condiciones, tales como la temperatura, la presión y la pureza de los productos químicos usados en la reacción. La DEA usa esta información para averiguar el país de origen de la heroína y la cocaína, e incluso el cártel de drogas específico. El FBI ha ayudado en los análisis de investigación de isómeros para determinar la procedencia del TNT de un país determinado y una instalación de fabricación.

Una ventaja de este tipo de información es que los cárteles de drogas y los fabricantes de explosivos no pueden hacer nada para ocultar las trazas en sus productos. Aunque teóricamente es posible purificar el producto hasta un grado que se pierda esta información, el coste de hacerlo es prohibitivo.

Históricamente no ha habido un método acordado para nombrar los compuestos orgánicos. Hoy día, la nomenclatura de los compuestos sigue las normas sugeridas por la *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC), la misma organización que regula los cambios o adiciones en la tabla periódica. Hay muchos compuestos que normalmente se indican con sus nombres antiguos, tales como el etilenglicol en nuestro Caso en estudio (el nombre de la IUPAC para este veneno es 1,2-etanodiol).

A continuación se presentan las normas de la IUPAC para nombrar alquenos, con un ejemplo para ilustrar su aplicación:

1. Numerar los carbonos en orden creciente y decreciente:



2. Indicar la longitud de la cadena de carbonos usando los prefijos de la Tabla 7.1: "hept-".
3. Añadir el final "-eno" al nombre: hepteno.
4. Colocar delante del nombre el número más bajo del átomo de carbono donde está ubicado el doble enlace: 3-hepteno.

El nombre correcto para este compuesto es 3-hepteno, *no* 4-hepteno, lo que ilustra por qué es importante numerar la cadena de los alquenos en las dos direcciones. Aplicando estas normas de nomenclatura en las estructuras dibujadas en la Figura 7.4, el compuesto de las Figuras 7.4a y 7.4c es 1-buteno, y el compuesto de la Figura 7.4b es 2-buteno.

Ejemplo resuelto 4

Escribir la fórmula estructural condensada y la fórmula lineal para el 2-penteno.

SOLUCIÓN

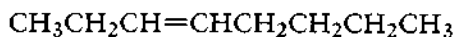
1. Recordar que el prefijo "pent-" indica una cadena de cinco carbonos. Empezar dibujando la cadena de carbonos y colocar el doble enlace después del segundo carbono: $\text{C}-\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{C}$.
2. Aplicar la norma de que todos los átomos de carbono necesitan cuatro enlaces, con átomos de hidrógeno: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$.
3. Confirmar que la fórmula química sigue el patrón C_nH_{2n} para los alquenos en la fórmula estructural condensada en el paso 2. Debido a que hay cinco átomos de carbono y diez átomos de hidrógeno, la fórmula química es C_5H_{10} .
4. Dibujar la estructura lineal del paso 1 con una línea doble para mostrar el doble enlace:



Práctica 7.4

Escribir la fórmula estructural condensada y la fórmula lineal del 3-octeno.

RESPUESTA



Alquinos

Dos átomos de carbono no sólo pueden formar enlaces simples y dobles, sino también un triple enlace en el cual se comparten tres pares de electrones. Los compuestos que contienen triples enlaces carbono-carbono se conocen como **alquinos** y tienen la fórmula general C_nH_{2n-2} . El alquino más sencillo es $H-C\equiv C-H$, que se llama *etino*. Con la excepción del uso del sufijo “-ino” al final del nombre de los alquinos, se aplican las mismas consideraciones y normas para denominar los alquinos, y sus estructuras se dibujan como lo aplicado a los alquenos. Igual que los alquenos forman isómeros, en los cuales el doble enlace está localizado en diferentes lugares a lo largo de la cadena de carbono, los isómeros de los alquinos también tienen diferentes localizaciones para los triples enlaces.

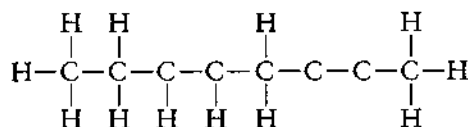
Etino (C_2H_2)

Ejemplo resuelto 5

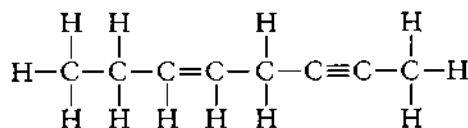
Escribir la fórmula estructural para el compuesto $CH_3CH_2CHCHCH_2CCCH_3$.

SOLUCIÓN

1. Dibujar la estructura expandida para aclarar a quién pertenece cada átomo de hidrógeno y cuántos enlaces hay en cada átomo.



2. Identificar los átomos de carbono con menos de cuatro enlaces. Añadir enlaces dobles y triples donde se necesiten:



Práctica 7.5

Escribir la fórmula estructural condensada del 3-hexino.

RESPUESTA



7.4 | Isómeros ramificados

Los isómeros que se han comentado hasta ahora son compuestos que tienen la misma fórmula química, pero distintas fórmulas estructurales, debido a diferentes emplazamientos de los dobles y triples enlaces en la cadena de carbonos. Otro tipo de isómero formado por alcanos, alquenos y alquinos resulta de la ramificación de los átomos de carbono, como se muestra en la Figura 7.5. Las tres estructuras comparten la misma fórmula química, C_5H_{12} . Sin embargo, cada compuesto tiene propiedades diferentes de los otros. Por ejemplo, el punto de ebullición del de la Figura 7.5a es $36^\circ C$, para el de la Figura 7.5b es $28^\circ C$, y para el de la Figura 7.5c es $9,5^\circ C$.

Objetivo de aprendizaje
 Identificar y nombrar isómeros.

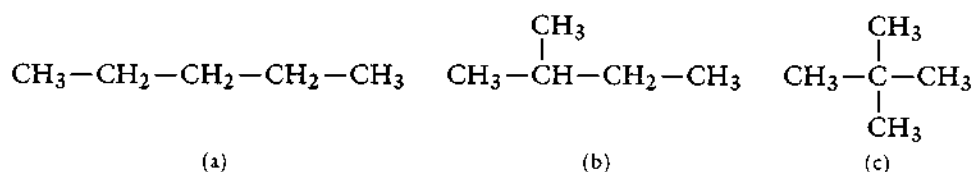


Figura 7.5 Isómeros del pentano.

El nombre de cada isómero debe indicar correctamente su estructura. Las normas de la IUPAC para indicar dónde están localizados los dobles y triples enlaces a lo largo de la cadena de carbonos se usan también, con pequeñas modificaciones, para la cadena de los isómeros ramificados:

Nomenclatura de los isómeros de cadena ramificada

1. Encontrar la cadena de carbonos más larga no ramificada.
2. Numerar los átomos de carbono de modo que el átomo de carbono con la ramificación tenga el valor más bajo.
3. Indicar la longitud de la ramificación usando los prefijos de la tabla adjunta (basados en los prefijos de la Tabla 7.1, modificados con “-il” al final).
4. Indicar el nombre del compuesto con los prefijos de la Tabla 7.1 y la terminación “-ano” aplicada al número de átomos de carbono en la rama más larga.
5. Si una rama aparece más de una vez, usar los prefijos “di-”, “tri-”, “tetra-”, etc.
6. Delante del nombre, indicar la localización de las ramas escribiendo los números de los átomos de carbono en que están localizadas las ramas, separados por comas.

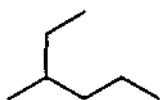
| Prefijo | Longitud de la cadena |
|---------|-----------------------|
| metil- | 1 |
| etil- | 2 |
| propil- | 3 |
| butil- | 4 |
| pentil- | 5 |
| hexil- | 6 |
| heptil- | 7 |
| octil- | 8 |
| nonil- | 9 |
| decil- | 10 |

El compuesto de la Figura 7.5a no tiene ramas y se llama *pentano*, o algunas veces *n*-pentano por “pentano *normal* (sin ramificar)”. El compuesto de la Figura 7.5b tiene una cadena de cuatro carbonos (4-C) con una rama de 1-C en el átomo de carbono número 2; por lo tanto, el nombre es 2-metilbutano. El compuesto de la Figura 7.5c tiene una cadena de 3-C con dos ramas de 1-C en el átomo de carbono número 2; por lo tanto, el nombre es 2,2-dimetilpropano. La complejidad y los matices para la denominación de los compuestos orgánicos puede aumentar enormemente para aquellos que

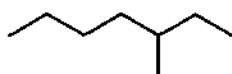
tienen múltiples ramas y múltiples dobles o triples enlaces. En este libro sólo insistiremos en la denominación de los compuestos con ramificaciones sencillas.

Ejemplo resuelto 6

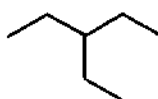
Decir el nombre de los siguientes compuestos:



(a)



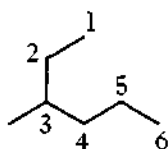
(b)



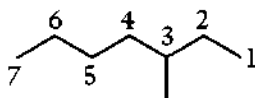
(c)

SOLUCIÓN

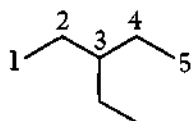
(a) La cadena más larga es una cadena de 6-C y la ramificación es una cadena de 1-C. La ramificación está localizada en el átomo de carbono número 3, y por tanto el nombre es 3-metilhexano.



(b) La cadena más larga es una cadena de 7-C y la ramificación es una cadena de 1-C. La ramificación está localizada en el átomo de carbono número 3, y por tanto el nombre es 3-metilheptano.



(c) La cadena más larga es una cadena de 5-C y la ramificación es una cadena de 2-C. La ramificación está localizada en el átomo número 3, y por tanto el nombre es 3-etilpentano.

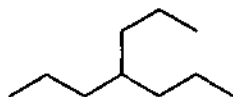
**Práctica 7.6**

Dibujar las siguientes moléculas:

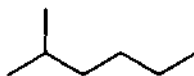
(a) 4-propilheptano

(b) 2-metilhexano

RESPUESTA



(a)



(b)

Objetivo de aprendizaje

Aprender sobre compuestos cíclicos y cómo se nombran.

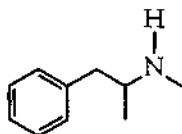


Figura 7.6 Metanfetamina.

7.5 | Compuestos cíclicos

La metanfetamina, comúnmente llamada *met*, es un estimulante muy adictivo que afecta al sistema nervioso central. La estructura de la metanfetamina se muestra en la Figura 7.6. El uso de esta droga ha llegado a ser un serio problema en Estados Unidos en los últimos 15 años, pero esta sustancia ilegal tiene su origen en la Segunda Guerra Mundial, cuando los laboratorios de campaña la fabricaban para los soldados alemanes. La droga es capaz de mantener a una persona despierta durante días, incluso semanas, ¡todo el tiempo! Esto crea también una sensación de paranoia e irritabilidad que los mandos alemanes decidieron explotar para llevar al límite a sus tropas. Por eso, uno de los nombres vulgares de esta droga es “dopaje nazi”.

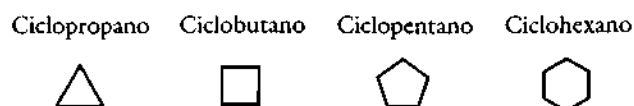
Actualmente, en cada estado de Estados Unidos hay laboratorios de fabricación de metanfetamina. Las recetas para producirla se pasan de un grupo de usuarios a otro, y los ingredientes se obtienen fácilmente. Esta situación debería ser una preocupación para los ciudadanos, porque los laboratorios clandestinos plantean riesgos serios para la seguridad no sólo de los productores sino también de toda la gente. La síntesis de la metanfetamina requiere materiales tóxicos, inflamables y potencialmente explosivos, que son manejados por individuos sin formación previa que con frecuencia no han dormido durante días mientras fabrican la droga. En la fabricación de un lote promedio de metanfetamina se crean cinco libras de residuos tóxicos, que se vierten en los sistemas de alcantarillado, jardines, bordes de las carreteras, aparcamientos y zonas de recreo. Los laboratorios se encuentran en casas, hoteles, habitaciones de colegios mayores e incluso en coches que circulan por la carretera.

Los bomberos y los agentes de policía también están expuestos a una situación extremadamente peligrosa cuando se ocupan de estos laboratorios. Muchos han sufrido lesiones e incluso la muerte al entrar en los laboratorios de drogas clandestinos. Mientras se escribía este libro, diecinueve agentes de policía del estado de Illinois resultaron con discapacidades permanentes debido a las lesiones sufridas en laboratorios de metanfetamina. Cada laboratorio de drogas clandestino que se descubre requiere la limpieza de estos materiales peligrosos, con un coste al erario público de cerca de 10.000 dólares cada limpieza.

La estructura de la metanfetamina incluye un anillo prominente, una característica común en muchos compuestos orgánicos que merece más expli-



Agentes de la ley retirando materiales peligrosos de un laboratorio de metanfetamina. (Wes Pope/Aurora Photos)

**Figura 7.7** Cicloalcanos.

cación. Pero antes de comentar este tipo particular de anillo en la metanfetamina, empezaremos con las estructuras de anillo más sencillas, los **cicloalcanos**. Tal como su nombre indica, los anillos cíclicos consisten en átomos de carbono unidos con enlaces sencillos. La Figura 7.7 muestra las estructuras de varios compuestos de cicloalcanos. El ciclohexano es un disolvente común que se usa en el laboratorio, y es un ingrediente en diferentes disoluciones de detección de huellas dactilares.

Ejemplo resuelto 7

¿Cuál es la fórmula química para cada cicloalcano de la Figura 7.7?

SOLUCIÓN En las estructuras cíclicas de los alcanos, cada carbono forma un enlace sencillo con otros dos carbonos. Como el carbono forma siempre cuatro enlaces en total, los otros dos enlaces son con átomos de hidrógeno. Por lo tanto, la fórmula del ciclopropano es C_3H_6 , la del ciclobutano es C_4H_8 , la del ciclopentano es C_5H_{10} y la del ciclohexano es C_6H_{12} .

Práctica 7.7

La norma para las fórmulas de los alcanos es C_nH_{2n+2} . ¿Cuál es la norma para las fórmulas de los cicloalcanos?

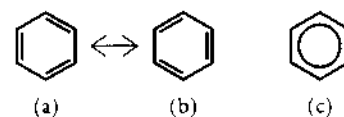
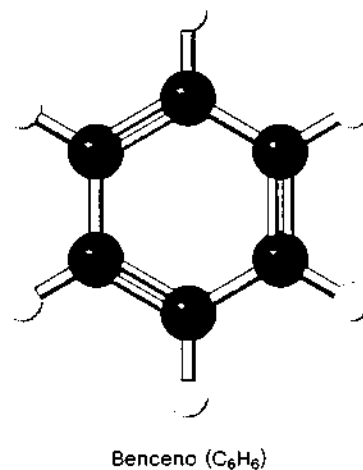
RESPUESTA



En la Figura 7.6, la estructura del anillo de la metanfetamina muestra dobles enlaces y enlaces sencillos alternados alrededor de un anillo de seis carbonos, llamado *anillo de benceno*. El **benceno** es un disolvente muy común usado tanto en la industria como en el laboratorio, y pertenece a una clase llamada **compuestos aromáticos**. En los primeros días del descubrimiento de los compuestos orgánicos, los que tenían fragancia se agruparon juntos y se clasificaron como aromáticos. La mayoría de estos compuestos aromáticos contienen un anillo de benceno. Se advertirá que la mayoría de las drogas de prescripción (fármacos) y de las drogas ilegales que se estudiarán en este libro contienen uno o más anillos de benceno.

Es conveniente echar un vistazo a los enlaces del benceno, como se ilustra en la Figura 7.8. La diferencia entre las estructuras de la Figura 7.8a y la Figura 7.8b es que los dobles enlaces se han desplazado un átomo de carbono. ¿Significa esto que las dos estructuras representan diferentes compuestos? El desplazamiento de los enlaces en estas dos estructuras realmente no cambia la molécula, sino que el enlace en el benceno resulta ser más complejo que la alternancia de dobles enlaces y enlaces sencillos. La longitud de un doble enlace es, en promedio, más corta que la de un enlace sencillo. Sin embargo, cuando se miden los enlaces del benceno, ¡las longitudes de todos los enlaces carbono-carbono son las mismas! La longitud del enlace en el benceno es más larga que el doble enlace, pero más corta que la de un enlace sencillo.

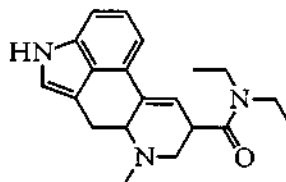
La estructura real del benceno no está representada correctamente en la Figura 7.8a y la Figura 7.8b (es una entre las dos). Las estructuras de la Figura

**Figura 7.8** Representaciones del anillo de benceno.

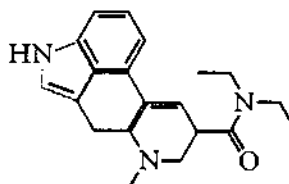
7.8a y la Figura 7.8b se llaman **estructuras resonantes**, un término usado cuando se puede dibujar más de una estructura equivalente para un compuesto. (Las estructuras resonantes se comentarán con más detalle en el próximo capítulo.) La estructura de la Figura 7.8c en realidad es una versión abreviada del benceno que los químicos usan a menudo para representar las estructuras resonantes del benceno.

Ejemplo resuelto 8

El LSD (dietilamida del ácido lisérgico) es una potente droga alucinógena. ¿Cuántos anillos de benceno hay en el LSD? ¿Cuántas estructuras de otros anillos están presentes?



SOLUCIÓN En la estructura de abajo, el anillo de benceno está coloreado en azul. El anillo amarillo tiene cuatro átomos de carbono y un átomo de nitrógeno. El anillo verde es un ciclohexano, y el anillo naranja tiene cinco átomos de carbono y un átomo de nitrógeno.

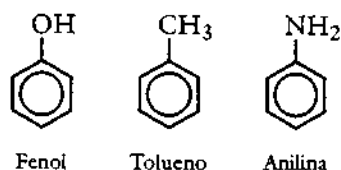


Práctica 7.8

¿Cuál es la fórmula del benceno?

RESPUESTA
 C_6H_6

En la Figura 7.9 se presentan otros compuestos comunes que son derivados sencillos del benceno. Cada uno de ellos tiene un papel interesante en la ciencia forense. Por ejemplo, el fenol se usa para extraer el DNA y es un ingrediente en algunas formulaciones para detectar huellas dactilares. Aunque el fenol se ha usado como veneno, está presente en concentraciones bajas en varios líquidos de enjuague bucal. El tolueno es un disolvente común que puede encontrarse en pinturas, tintas y limpiadores de coches, y en muchos disolventes industriales. Hay personas que se drogan con tolueno inhalando sus vapores. Puesto que el tolueno es inflamable, se puede usar también como acelerante en los incendios provocados. La última estructura, la anilina, se puede usar para detectar la presencia de iones clorato, un ingrediente en muchos explosivos. La anilina forma un compuesto intensamente coloreado cuando reacciona con el clorato. Muchos colorantes textiles también se basan en la estructura de la anilina.



Fenol

Tolueno

Anilina

Figura 7.9 Compuestos basados en el benceno.

7.6 | Éteres, cetonas y ésteres

Éteres

En las estructuras químicas mostradas en la Figura 7.10 es evidente que los átomos de oxígeno tienen una función importante en las moléculas de drogas tales como la oxicodona y la heroína. La oxicodona es un fármaco para el dolor muy adictivo, que se vende bajo el nombre de *OxyContin*, y la heroína es un narcótico ilegal. Es evidente también que el oxígeno se encuentra en varios enlaces diferentes. En algunos casos, un átomo de oxígeno está enlazado de forma sencilla entre dos átomos de carbono. Esta disposición se llama grupo funcional éter y se indica frecuentemente como R-O-R, donde la R representa cualquier grupo funcional de carbonos. Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos en un compuesto orgánico que confiere un conjunto distinto de propiedades físicas y químicas a la molécula.

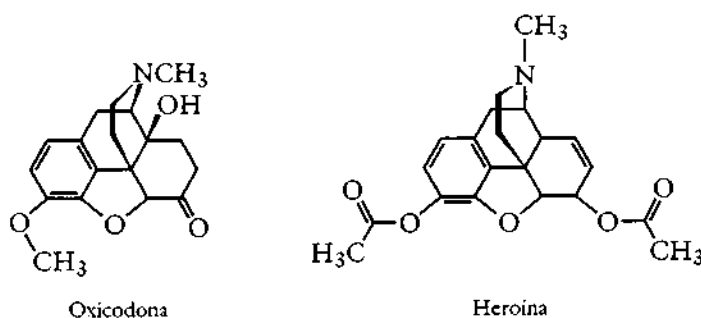


Figura 7.10 Estructuras químicas de la oxicodona y la heroína.

Las normas para la denominación de un compuesto de éter se resumen a continuación usando el compuesto $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ como ejemplo.

Nomenclatura de los éteres

1. El nombre del éter empieza con el nombre del grupo R más corto, modificado con el sufijo “-oxi”: metoxi.
2. El nombre del grupo R más largo termina el resto del nombre: metoximetano.

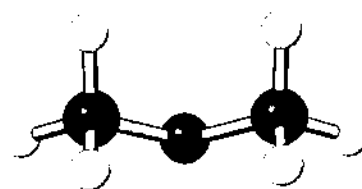
Ejemplo resuelto 9

El etoxietano es uno de los compuestos extremadamente inflamables usados en la producción de metanfetamina. Históricamente se le conoce como el primer anestésico quirúrgico y revolucionó la cirugía en 1846. Se usó durante los siguientes 80 años, hasta que se identificaron sustancias más seguras y más eficaces. ¿Cuál es la fórmula estructural del etoxietano?

SOLUCIÓN

1. La primera parte del *etoxietano* representa una cadena de 2-C enlazada a un átomo de oxígeno: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}$.
2. La segunda parte del *etoxietano* representa una cadena de 2-C: CH_2CH_3 .
3. Por lo tanto, la fórmula estructural del etoxietano es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$.

Objetivo de aprendizaje
Reconocer, dibujar y saber el nombre de compuestos que contienen los grupos funcionales éter, cetona y éster.



El metoximetano ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) es un miembro del grupo funcional éter. Todos los éteres comparten la estructura R-O-R.

Práctica 7.9

Escribir la fórmula estructural condensada para los siguientes compuestos:

- (a) Metoxipropano
- (b) Butoxipentano
- (c) Etoxibutano

RESPUESTA

- (a) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- (c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

El punto de ebullición de los éteres, mostrado en la Tabla 7.2, se eleva si el tamaño de la molécula aumenta porque las fuerzas de Van der Waals aumentan entre las moléculas adyacentes. El metoxipropano y el etoxietano son isómeros uno del otro; obsérvese que el emplazamiento del átomo de oxígeno cambia el punto de ebullición de los dos compuestos en 5 °C.

Tabla 7.2 Propiedades de los éteres.

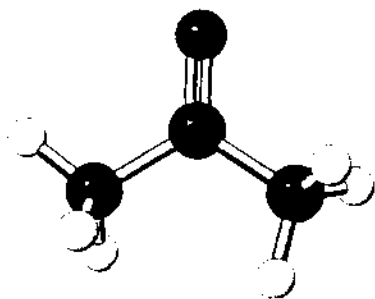
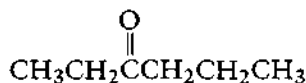
| Compuesto | Fórmula | Peso molecular | Punto de ebullición |
|---------------|-----------------------------------|----------------|---------------------|
| Metoximetano | $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | 46,1 | -22 °C |
| Metoxietano | $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ | 60,1 | 7 °C |
| Metoxipropano | $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ | 74,1 | 39 °C |
| Etoxietano | $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ | 74,1 | 34 °C |

Cetonas

Un segundo grupo funcional observado en las moléculas de drogas de la Figura 7.10 es el grupo **cetona**, en el cual un átomo de oxígeno tiene un doble enlace con el átomo de carbono central. La fórmula general de la cetona es

$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{R}$, donde R representa de nuevo un grupo carbono. La cetona más sencilla es la 2-propanona, una cetona con tres carbonos más conocida por su nombre común, *acetona*.

La glucosa pasa por una serie de reacciones de oxidación-reducción dentro de las células para liberar la energía química almacenada. La insulina es una hormona que ayuda a transportar la glucosa desde la sangre hacia las células para llevar a cabo este proceso metabólico. Los pacientes diabéticos requieren insulina suplementaria porque sus cuerpos no producen suficiente cantidad. Un indicador de que un paciente diabético no se ha tomado su dosis de insulina es el olor característico de acetona en su aliento, subproducto de la oxidación incompleta de la glucosa. Los laboratorios clandestinos de droga usan frecuentemente 2-propanona en la elaboración de metanfetamina, cocaína y heroína, que es realmente asequible porque es un disolvente común encontrado en los espesadores de pinturas y en los quitaesmaltes de uñas. Las normas para la denominación de las cetonas se exponen a continuación, usando el siguiente compuesto como ejemplo:



La 2-propanona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) es un miembro del grupo funcional cetona. Todas las cetonas $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{R}$ comparten la estructura

Nomenclatura de las cetonas

1. Contar el número de átomos de carbono en la cadena continua más larga: 6.
2. Usando los prefijos de la Tabla 7.1, aplicar el sufijo “-nona”: hexanona.
3. Identificar el número del átomo de carbono con el grupo $\text{C}=\text{O}$, siempre eligiendo el valor más bajo posible, y colocar éste antes del nombre: 3-hexanona.

El grupo funcional cetona es más polar que el grupo funcional éter. Por lo tanto, con tamaños comparables una cetona tiene fuerzas intermoleculares más fuertes que un éter. Esto implica puntos de ebullición más altos para las cetonas, como se muestra en la Figura 7.3. La posición del $\text{C}=\text{O}$ en los isómeros 2-pentanona y 3-pentanona produce diferencias, aunque pequeñas, en el punto de ebullición de cada compuesto

Tabla 7.3 Propiedades de las cetonas.

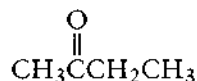
| Compuesto | Fórmula | Peso molecular | Punto de ebullición |
|-------------|-----------------------------------|----------------|---------------------|
| 2-propanona | $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ | 58,1 | 56 °C |
| 2-butanona | $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ | 72,1 | 80 °C |
| 2-pentanona | $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ | 86,1 | 100 °C |
| 3-pentanona | $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ | 86,1 | 102 °C |

Ejemplo resuelto 10

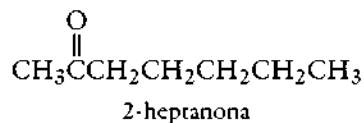
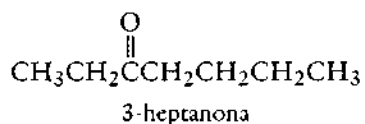
El compuesto 2-butanona se usa en los laboratorios de droga clandestinos. Dibujar la fórmula estructural condensada de este compuesto.

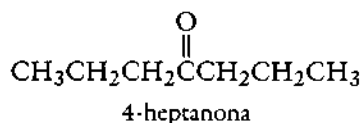
SOLUCIÓN

1. El prefijo (2-*butanona*) indica una cadena de 4-C: $\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$.
2. El final (2-*butanona*) indica que uno de los átomos de carbono tiene un doble enlace con un átomo de oxígeno: $\text{C}=\text{O}$.
3. El número al principio (2-*butanona*) indica que el segundo átomo de carbono tiene el $\text{C}=\text{O}$.
4. Los átomos de hidrógeno ocupan el resto de los enlaces:

**Práctica 7.10**

Dibujar y decir el nombre de todos los isómeros de cadena lineal de la 3-heptanona.

RESPUESTA

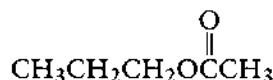


Ésteres

Otro grupo funcional que contiene oxígeno y se encuentra en las moléculas de las drogas mostradas en la Figura 7.10 es el grupo funcional éster, repre-

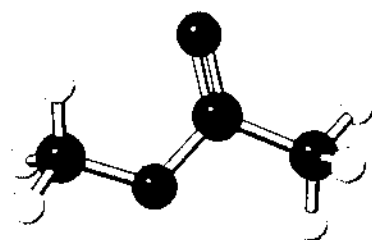
sentado por $\text{R}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{R}$. Los ésteres se encuentran comúnmente en la naturaleza: son las moléculas que proporcionan el olor y el sabor. Los ésteres también se usan para descubrir huellas dactilares usando vapores de superpegamento, que se polimeriza en presencia de la humedad que contiene una huella dactilar invisible, dando una huella dactilar visible de color gris.

El nombre de un compuesto éster tiene dos partes, que se derivan de dos grupos R separados. Las normas para denominar los ésteres se exponen a continuación, usando el siguiente compuesto como ejemplo:

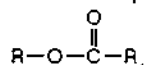


Nomenclatura de los ésteres

1. El primer grupo R es el que no está directamente enlazado al $\text{C}=\text{O}$. Contar el número de átomos de carbono que tiene (usando los prefijos de la Tabla 7.1) y aplicar el sufijo “-il” al final: propil.
2. Contar el número de átomos de carbono del segundo grupo R, incluyendo el átomo de carbono del grupo $\text{C}=\text{O}$ (usando los prefijos de la Tabla 7.1), y aplicar el sufijo “-oato” al final: propil etanoato.



El metilmetanoato o metanoato de metilo ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$) es un miembro del grupo funcional éster. Todos los ésteres comparten la estructura

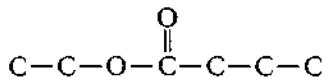


Ejemplo resuelto 11

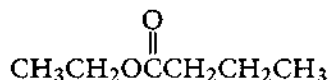
Dibujar la fórmula estructural condensada del etilbutanoato o butanoato de etilo.

SOLUCIÓN

1. El grupo R etil es una cadena de 2-C: $\text{C}-\text{C}$.
2. El grupo R butanoato es una cadena de 4-C: $\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$.
3. El final “-oato” indica que un grupo funcional éster está conectando los dos grupos R:



4. Incluir los átomos de hidrógeno que se necesitan para que cada carbono tenga un total de cuatro enlaces:



Práctica 7.11

Nombrar todas las cadenas lineales de carbono posibles de los isómeros del etilbutanoato o butanoato de etilo.

RESPUESTA

Los isómeros son metilpentanoato, propilpropanoato, butiletanoato y pentilmetanoato.

Como era de esperar, el punto de ebullición de los compuestos éster aumenta con el peso molecular, como se muestra en la Tabla 7.4. Cuando comparamos los ésteres con otros compuestos orgánicos con masa molecular similar, el punto de ebullición de los ésteres es más alto que el de los éteres, pero más bajo que el de las cetonas. La polaridad de los grupos funcionales sigue el mismo patrón: cetonas > ésteres > éteres.

Tabla 7.4 Propiedades de los ésteres.

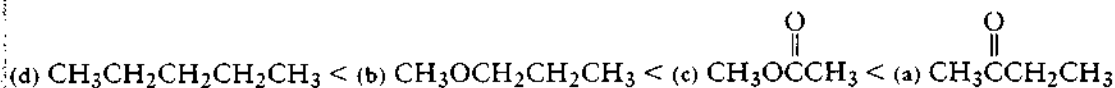
| Compuesto | Estructura | Peso molecular | Punto de ebullición |
|----------------|-------------|----------------|---------------------|
| Metilmetanoato | $C_2H_4O_2$ | 60,1 | 32 °C |
| Metiletanoato | $C_3H_6O_2$ | 74,1 | 56 °C |
| Etilmetanoato | $C_3H_6O_2$ | 74,1 | 54 °C |
| Etiletanoato | $C_4H_8O_2$ | 88,1 | 77 °C |

Ejemplo resuelto 12

Dibujar las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes compuestos y colocarlos en orden desde el punto de ebullición más bajo al más alto.

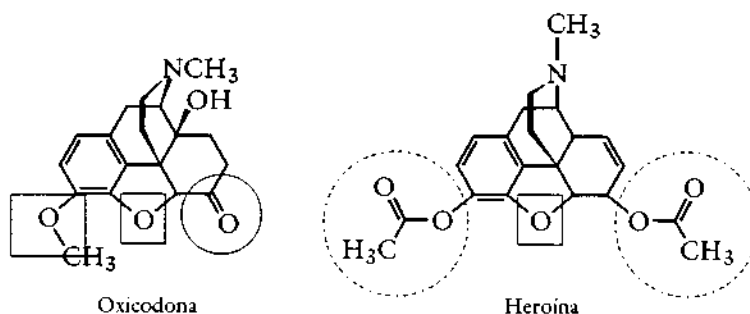
- (a) 2-butanona
- (b) Metoxipropanona
- (c) Metiletanoato
- (d) Pentano

SOLUCIÓN Los puntos de ebullición de los compuestos se basan en las fuerzas intermoleculares totales presentes en cada molécula. La polaridad de los grupos funcionales, que afecta directamente a las fuerzas intermoleculares presentes, sigue el patrón cetonas > ésteres > éteres. Debido a que el pentano no tiene un átomo de oxígeno como los otros compuestos, es el que tiene las fuerzas intermoleculares más débiles.

**Práctica 7.12**

En el dibujo de la oxicodona y la heroína de la Figura 7.10, marcar con un círculo cada grupo funcional cetona, hacer un cuadrado alrededor de cada grupo funcional éter y dibujar un círculo con líneas discontinuas alrededor de los grupos funcionales éster.

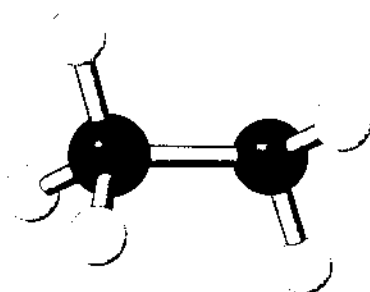
RESPUESTA



7.7 | Aminas

Objetivo de aprendizaje

Reconocer, dibujar y saber el nombre de las aminas.



La metilamina (CH_5N), una amina primaria.

Las moléculas orgánicas que contienen nitrógeno pertenecen a la categoría de los compuestos llamados **aminas**. El nitrógeno difiere del carbono en que éste forma tres enlaces con otros átomos. En las **aminas primarias**, el átomo de nitrógeno se enlaza con un átomo de carbono y con dos átomos de hidrógeno. Una amina primaria tiene la fórmula general $\text{R}-\text{NH}_2$. La Figura 7.11a muestra la estructura de la amina primaria MDA, que es el ingrediente principal de las pastillas de “éxtasis”. El compuesto de la Figura 7.11b es la MDMA y es un ejemplo de una **amina secundaria**. La MDMA es también un ingrediente del “éxtasis”. En las aminas secundarias, el átomo de nitrógeno se enlaza con dos grupos de carbono y un átomo de hidrógeno. La fórmula general para las aminas secundarias es R_2NH . El compuesto de la Figura 7.11c es cocaína, un ejemplo de **amina terciaria**. Las aminas terciarias tienen tres átomos de carbono enlazados directamente con el átomo de nitrógeno, y su fórmula general es R_3N .

Para denominar a las aminas se sigue un listado en orden alfabético de los grupos de carbono enlazados al átomo de nitrógeno. La amina primaria más sencilla es la metilamina, CH_3NH_2 ; la amina secundaria más sencilla es la dimetilamina $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$; la amina terciaria más sencilla es la trimetilamina, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$.

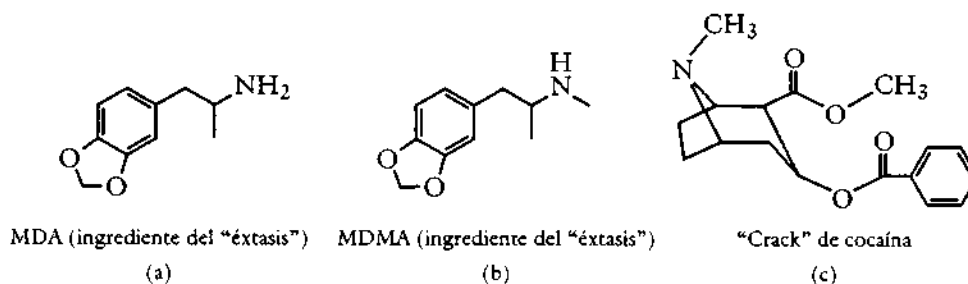


Figura 7.11 Ejemplos de aminas (a) primaria, (b) secundaria y (c) terciaria.

Ejemplo resuelto 13

Dibujar las estructuras de los siguientes compuestos:

- (a) Propilamina
- (b) Butilmetilamina
- (c) Etilmetilpropilamina

SOLUCIÓN

(a) La propilamina tiene una cadena de 3-C en un átomo de

nitrógeno con dos átomos de hidrógeno: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—H}$

(b) La butiletilamina tiene una cadena de 4-C y una cadena de 2-C en un átomo de nitrógeno con un átomo de hidrógeno:

$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

(c) La etilmetilpropilamina tiene una cadena de 2-C, una cadena de 1-C y una cadena de 3-C en un átomo de nitrógeno:

$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

Práctica 7.13

Decir el nombre de las siguientes moléculas:

(a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

(b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

(c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}\overset{\text{H}}{\underset{|}{\text{N}}}\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

RESPUESTA

(a) Pentilpropilamina

(b) Etilheximetilamina

(c) Butiletilamina

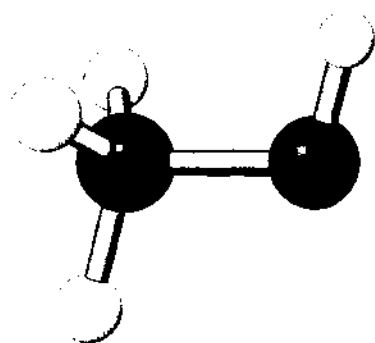
7.8 | Alcoholes, aldehídos y ácidos carboxílicos

En Alemania, a quien por primera vez se le detiene por conducir bebido se le impone una severa multa y puede perder el carné de conducir para siempre. Antes, las penalizaciones graves incitaban a los conductores a huir de la escena del accidente si habían tomado alcohol. Horas más tarde, cuando la policía apresaba a un sospechoso con alcohol en su aliento, éste podía alegar que lo había consumido después del accidente para calmar los nervios. Esto ya no puede usarse como defensa por una simple razón: una muestra de sangre tomada horas después del accidente se puede usar para determinar si el sospechoso estaba bebido en el momento del accidente. Para poder saberlo se requiere un conocimiento de los compuestos alcohólicos y de los productos de su metabolismo: los aldehídos y los ácidos carboxílicos.

El grupo funcional alcohol es R—OH . El alcohol más sencillo es el metanol (CH_3OH), que tiene un grupo metilo (—CH_3) enlazado al oxígeno del grupo —OH . El etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) es el componente principal de las

**Objetivo de aprendizaje**

Reconocer, dibujar y saber el nombre de los alcoholes, los aldehídos y los ácidos carboxílicos.

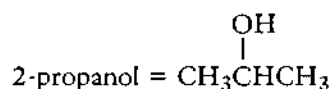


El metanol (CH_3O) es un miembro del grupo funcional alcohol. Todos los alcoholes comparten la estructura $\text{R}-\text{OH}$.

bebidas alcohólicas. Se debería puntualizar que casi todos los compuestos alcohólicos son tóxicos en diferentes grados y pueden conducir fácilmente a la muerte si se consumen en cantidades que excedan los valores tóxicos.

El término **congénere** se refiere a un compuesto que comparte el mismo grupo funcional que otro. En varias bebidas alcohólicas se han identificado más de 800 compuestos diferentes, de los cuales la mayoría contribuyen al color y sabor de la bebida. Muchos de los compuestos alcohólicos congéneres son venenosos si se ingieren en concentraciones suficientemente altas. Además, el metabolismo del etanol y los alcoholes congéneres produce compuestos con mayor toxicidad, llamados *aldehídos*.

Los alcoholes se denominan modificando el final del nombre de la cadena de carbono con el sufijo “-ol”. Para los compuestos alcohólicos con al menos tres átomos de carbono, hay isómeros basados en la localización del grupo $-\text{OH}$. El nombre del compuesto incluye entonces el carbono del grupo $-\text{OH}$. Por ejemplo:



Si hay dos grupos $-\text{OH}$ en la cadena de átomos de carbono, el final es “-diol”, como en el 1,2-etanodiol, la sustancia del Caso en estudio de Patricia Stallings.

Ejemplo resuelto 14

Escribir las fórmulas estructurales de los siguientes compuestos, que son todos alcoholes congéneres que se encuentran en las bebidas alcohólicas:

- (a) 1-propanol
- (b) 2-butanol
- (c) Metanol

SOLUCIÓN

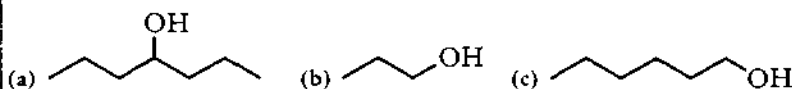
(a) Una cadena de 3-C con un grupo $-\text{OH}$ en el átomo de carbono número 1: $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

(b) Una cadena de 4-C con un grupo $-\text{OH}$ en el átomo de carbono número 2: $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$

(c) Un átomo de carbono con un grupo $-\text{OH}$: CH_3-OH

Práctica 7.14

Decir el nombre de los siguientes compuestos:



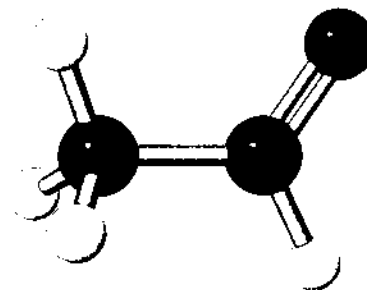
RESPUESTA

- (a) 4-heptanol
- (b) 1-propanol
- (c) 1-hexanol

Aldehídos

El paso inicial en el metabolismo del alcohol es producir un compuesto con un grupo funcional **aldehído**. El grupo funcional aldehído consiste en un átomo de carbono en el extremo de la cadena que tiene un doble enlace con un átomo de oxígeno y un enlace sencillo con un hidrógeno. La fórmula ge-

neral de los aldehídos es $\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}\text{H}$. El aldehído más sencillo es el metanal (HCHO), que consiste en un átomo de carbono y un enlace doble con un oxígeno y un enlace simple con cada hidrógeno. El nombre común para el metanal es *formaldehído*, compuesto usado en el líquido para embalsamar. Los aldehídos se nombran modificando el final del nombre de la cadena de carbonos con el sufijo: “-al”.



El etanal ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$) es un miembro del grupo funcional aldehído. Todos los aldehídos siguen la estructura



Ejemplo resuelto 15

Escribir las estructuras de los siguientes aldehídos, que se producen todos durante el metabolismo de las bebidas alcohólicas.

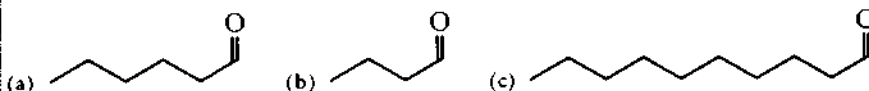
- (a) Propanal
- (b) Butanal
- (c) Metanal

SOLUCIÓN

- (a) Una cadena de 3-C y al final un grupo $\text{C}=\text{O}$: $\text{CH}_3\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{CH}}}$
- (b) Una cadena de 4-C y al final un grupo $\text{C}=\text{O}$: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{CH}}}$
- (c) Una cadena de 1-C y al final un grupo $\text{C}=\text{O}$: $\overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{HCH}}}$

Práctica 7.15

Decir el nombre de los siguientes compuestos, que se producen durante la descomposición del cuerpo humano y se estudian como posibles marcadores para la detección electrónica de enterramientos.



RESPUESTA

- (a) Hexanal
- (b) Butanal
- (c) Decanal

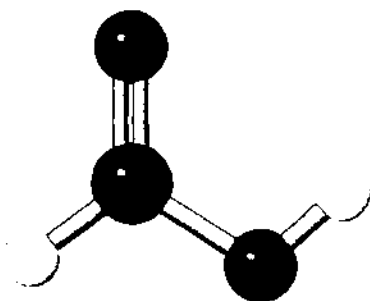
El etanal es el primer compuesto producido en el metabolismo del etanol y es extremadamente venenoso. El etanal se considera la causa de las manchas rojas en la tez, los dolores de cabeza, mareos y náuseas que acompañan al consumo de alcohol, y las resacas. Las resacas son más intensas cuando se consumen bebidas alcohólicas con elevado contenido en alcoholes congéneres, porque los congéneres permanecen en el cuerpo más tiempo. Muchos

alcoholes congéneres son solubles en las grasas debido a las cadenas de carbono no polares que interaccionan con las moléculas de grasa no polares. Por lo tanto, los congéneres se acumulan en la grasa durante periodos de gran consumo de alcohol y se eliminan lentamente cuando el consumo cesa. Si los congéneres se liberan en el torrente sanguíneo, se metabolizan en sus correspondientes aldehídos tóxicos.

Afortunadamente, los aldehídos se metabolizan posteriormente en el cuerpo humano en compuestos menos problemáticos, llamados *ácidos carboxílicos*. El compuesto *Antabuse* se prescribe como disuasivo para la bebida alcohólica porque evita la metabolización de los aldehídos a ácidos carboxílicos, permitiendo una acumulación de aldehídos que muy rápidamente hace que una persona tenga náuseas y fuertes dolores de cabeza.

Ácidos carboxílicos

El grupo funcional **ácido carboxílico** consiste en un átomo de carbono en el extremo de la cadena que tiene dos enlaces, uno doble con un átomo de oxígeno y uno sencillo con el grupo —OH .



El ácido metanoico (CH_2O_2) es un miembro del grupo funcional de los ácidos carboxílicos. Todos los ácidos carboxílicos tienen la estructura R—COOH o R—C(=O)—OH .

La fórmula general se representa como R—C(=O)—OH o R—COOH . El grupo terminal —OH *no* es un grupo alcohólico, ni tampoco un ion hidróxido. Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles que se disocian parcialmente para formar iones H^+ y R—COO^- en disolución. El ácido carboxílico más sencillo es el ácido metanoico, que contiene un átomo de carbono. El metabolismo del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) consiste primero en su conversión en etanal (CH_3CHO), que es un aldehído. El etanal, a su vez, se convierte en ácido etanoico (CH_3COOH), que es un ácido carboxílico. Antes ya hemos dicho el nombre común del ácido etanoico: ácido acético, el componente principal del vinagre.

El nombre de los ácidos carboxílicos se crea modificando el final del nombre de la cadena de carbonos con el sufijo “-oico” y colocando la palabra *ácido* al principio, como en el *ácido metanoico*.

Ejemplo resuelto 16

Escribir las estructuras lineales de los compuestos involucrados en el Caso en estudio de Patricia Stallings.

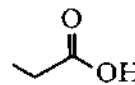
- (a) 1,2-etanodiol
- (b) Ácido propanoico
- (c) Ácido 2-metilpropanodioico

SOLUCIÓN

- (a) Una cadena de 2-C con un —OH en cada átomo de carbono:



- (b) Una cadena de 3-C con un grupo ácido carboxílico:



- (c) Una cadena de 3-C con un —CH_3 en el carbono número 2 y un

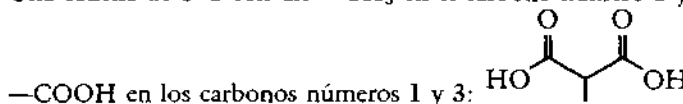


Tabla 7.5 Resumen de los compuestos orgánicos.

| Clase | Fórmula | Ejemplo | Nomenclatura | Ejemplo nombre |
|---------------------|---|--|---|---|
| Alcanos | C_nH_{2n+2} | $CH_3CH_2CH_3$ | Longitud de la cadena C + “-ano” | Propano |
| Alquenos | C_nH_{2n} | $CH_2=CH_2CH_3$ | Localización C=C y longitud de la cadena C + “-eno” | 1-propeno |
| Alquinos | C_nH_{2n-2} | $CH\equiv CCH_3$ | Localización C $\equiv$ C y longitud de la cadena C + “-ino” | 1-propino |
| Éteres | $R-O-R$ | $CH_3OCH_2CH_3$ | Cadena corta C + “-oxi” + cadena larga C + “-ano” | Metoxietano |
| Cetonas | $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R$ | $CH_3\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}CH_3$ | Localización C=O y longitud de la cadena C + “-ona” | 2-propanona |
| Ésteres | $R-O-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-R$ | $CH_3O\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}CH_3$ | Cadena C que no contiene C=O, longitud de la cadena C + “-oato” | Metilmetanoato
(o metanoato de metilo) |
| Aminas | R_3N | $CH_3NHCH_2CH_3$ | Nombrar cada cadena C (orden alfabético) + “-amina” | Etilmetilamina |
| Alcoholes | $R-OH$ | CH_3OH | Longitud de la cadena C + “-ol” | Metanol |
| Aldehídos | $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{CH}$ | $CH_3\overset{\overset{O}{\parallel}}{CH}$ | Longitud de la cadena C + “-al” | Etanal |
| Ácidos carboxílicos | $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$ | $CH_3\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}OH$ | Ácido + longitud de la cadena C + “-oico” | Ácido etanoico |

Práctica 7.16

¿Por qué es imposible obtener el compuesto ácido 3-hexanoico?

RESPUESTA

El grupo funcional ácido carboxílico debe estar ubicado en un átomo de carbono terminal.

La etapa final en el metabolismo del alcohol es la formación de dióxido de carbono y agua. El cuerpo humano metabolizará el etanol, que está presente en concentraciones mucho más elevadas que los alcoholes congéneres, antes que estos últimos. Por lo tanto, la cantidad de alcohol consumida horas antes se puede determinar midiendo la cantidad relativa de alcoholes congéneres que permanecen en la sangre.

7.9 Cómo extraer compuestos orgánicos: solubilidad y propiedades ácido-base

En la década de 1990, el “crack” de cocaína llegó a dominar una gran parte del mercado de drogas ilegales. En un caso interesante, los agentes de policía persiguieron a un sospechoso de distribuir “crack” cuando entraba en un restaurante de comida rápida. El “camello” tiró todas sus existencias de droga, con bolsa y todo, dentro de la gran freidora con aceite. El “crack” de cocaína

**Objetivo de aprendizaje**

Identificar compuestos orgánicos ácidos, básicos y neutros disueltos en disolventes orgánicos, y describir cómo separarlos.

se disolvió y la policía no pudo recuperarlo. No se procesó nunca al sospechoso, y para gran consternación de los químicos forenses de drogas de toda la nación, inspiró a los “almacenes” de “crack” para tener una vasija llena de aceite siempre caliente. Cuando la policía hacía una incursión en una casa de drogas, los traficantes intentaban vaciar sus existencias en el aceite caliente, pensando que así el “crack” de cocaína se destruiría.

Debido a que el “crack” de cocaína es un compuesto no polar, se disuelve en disolventes no polares tales como aceites vegetales. Sin embargo, los químicos forenses pueden recuperar el “crack” de cocaína del aceite realizando una serie de pasos que utilizan la solubilidad de los compuestos polares y no polares y las propiedades ácido-base de los compuestos orgánicos. A continuación se comentarán los principios que hacen posible la recuperación de “crack”.

Se han comentado los ácidos carboxílicos como ejemplos de ácidos orgánicos, pero existen también compuestos orgánicos, tales como las aminas orgánicas, que funcionan como bases. Según la definición dada anteriormente, los ácidos son compuestos que producen iones H^+ libres en una disolución acuosa, y las bases son compuestos que producen iones OH^- libres en disoluciones acuosas. Esta afirmación se conoce como la **definición de Arrhenius** de ácidos y bases.

Sin embargo, se pueden describir los ácidos y las bases de forma amplia usando la **definición de Brønsted-Lowry**: un ácido es un compuesto que puede donar un ion de hidrógeno, y una base es un compuesto que puede aceptar un ion de hidrógeno. La definición ácido-base de Brønsted-Lowry amplía el número de compuestos que se pueden considerar ácidos o bases. Todos los compuestos que se identificaron como ácidos y bases usando la definición de Arrhenius se ajustan a la nueva definición de Brønsted-Lowry.

¿Por qué las aminas se ajustan a la definición de una base? Si se examina la distribución de la valencia del electrón en un átomo de nitrógeno, se puede ver que el nitrógeno tiene cinco valencias de electrones disponibles para formar enlaces. Sin embargo, en todas las estructuras de las aminas sólo se encuentran tres enlaces covalentes. Debido a que cada átomo en un enlace comparte un electrón, el nitrógeno está compartiendo sólo tres de las cinco valencias de los electrones. Los otros dos se llaman **electrones apareados solitarios**, es decir, electrones que están apareados en un orbital y no son parte de un enlace covalente. El par de electrones solitarios aporta una región altamente negativa alrededor del átomo de nitrógeno, que puede atraer un ion positivo tal como el ion H^+ . La Figura 7.12 muestra que una amina puede actuar como una base Brønsted-Lowry, y que un ácido carboxílico puede actuar como un ácido Brønsted-Lowry.

Volviendo a la situación de la vasija con aceite caliente, la tarea de un científico forense es determinar si el “crack” está disuelto en una muestra de aceite y, si es así, cómo separar la droga de la disolución para poder usarla como prueba. La estructura del “crack” de cocaína (ver Figura 7.2) muestra que es una amina porque contiene un átomo de nitrógeno enlazado a tres grupos de carbono. Y, como ya hemos visto, las aminas son bases orgánicas. Esta

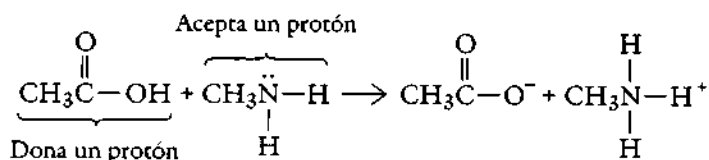


Figura 7.12 Reacción ácido-base de Brønsted-Lowry.

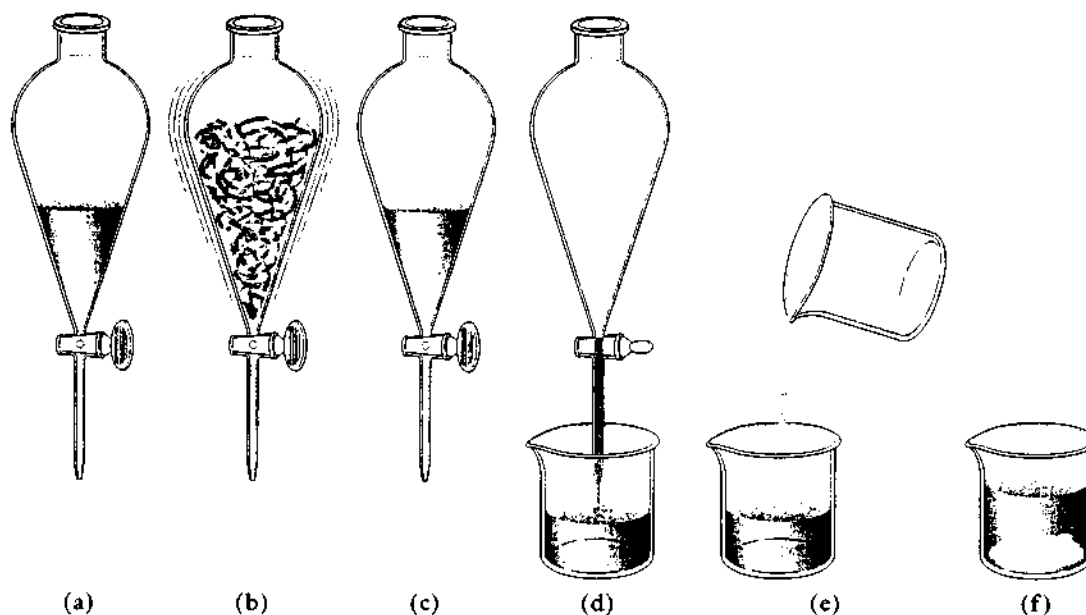


Figura 7.13 Extracción de compuestos orgánicos ácidos o básicos.

propiedad de las aminas es importante para separar el “crack” del aceite. Pero los ácidos orgánicos también tienen su papel.

Los ácidos carboxílicos, especialmente aquéllos con cadenas largas de carbono, tienden a disolverse en disolventes no orgánicos tales como aceites vegetales. Sin embargo, si se desprotona (elimina un protón) el ácido carboxílico y se le convierte en un anión, se hace soluble en agua y no en un disolvente orgánico. Las aminas también se disuelven en disolventes orgánicos cuando son compuestos neutros, pero cuando se protonan (reciben un protón) para formar un catión se convierten en compuestos insolubles en disolventes orgánicos y solubles en agua. El conocimiento de estos principios de solubilidad y de la química ácido-base permite a un científico forense usar el pH de un disolvente para controlar la solubilidad de los compuestos, sea en disolventes orgánicos o en agua.

En la Figura 7.13 se muestra un procedimiento para extraer moléculas ácidas, básicas o neutras de un disolvente orgánico. El recipiente en forma de pera se denomina *embudo separador* o *decantador*, y está específicamente diseñado para este tipo de procedimiento experimental. Todas las moléculas disueltas en el disolvente orgánico son inicialmente neutras.

- El primer paso es añadir al disolvente orgánico un ácido como el HCl o una base como el NaOH. Un ácido protonará una amina y una base desprotonará un ácido carboxílico. Debido a que el NaOH es un reactivo acuoso, no se mezclará con el disolvente orgánico no polar y se formarán dos fases, tal y como se muestra en la Figura 7.13a.
- Para que un ácido débil o una base débil disueltos en un disolvente orgánico reaccionen con el HCl o con el NaOH en la fase acuosa separada, la disolución debe agitarse vigorosamente, como se muestra en la Figura 7.13b.

- Si las moléculas orgánicas se convierten en su forma iónica, entonces son insolubles en el disolvente orgánico y solubles en el disolvente acuoso. Las dos fases quedan entonces bien definidas y se pueden separar, como se describe en la Figura 7.13c.
- En el paso siguiente, la disolución más densa (normalmente la disolución acuosa) se deposita en el fondo del embudo de decantación, como se muestra en la Figura 7.13d. Recordar que la disolución acuosa contiene ahora la forma iónica del compuesto orgánico.
- La Figura 7.13e muestra la neutralización de la disolución (con un ácido o una base). Esto produce que el compuesto orgánico iónico se convierta en neutro.
- Cuando la forma iónica del compuesto orgánico se neutraliza, éste es insoluble en la disolución acuosa. La molécula neutra cristalizará fuera de la disolución y se puede filtrar fácilmente, como se muestra en la Figura 7.13f.
- Las moléculas orgánicas neutras disueltas permanecen siempre en el disolvente orgánico y normalmente se pueden recuperar evaporando el disolvente orgánico, lo que dejará dichas moléculas orgánicas neutras separadas en el recipiente.

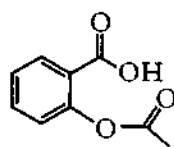
Ejemplo resuelto 17

Describir cómo determinar si una muestra de aceite vegetal contiene “crack” de cocaína.

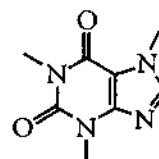
SOLUCIÓN La cocaína tiene un grupo funcional amina terciaria. Por lo tanto, si una muestra del aceite se tratara con ácido clorhídrico acuoso, la sal de cocaína se disolvería en el agua. Después de que la disolución acuosa se separa de la disolución orgánica, se añade NaOH en la disolución acuosa hasta que la sal de cocaína se neutraliza y el “crack” precipita fuera de la disolución.

Práctica 7.17

Muchos medicamentos para el dolor de venta sin receta contienen ácido acetilsalicílico y cafeína. ¿Cómo se pueden separar los dos compuestos presentes en una pastilla? A continuación se muestran las estructuras del ácido acetilsalicílico y de la cafeína.



Ácido acetilsalicílico



Cafeína

RESPUESTA

Disolver la pastilla en un disolvente orgánico. La molécula de ácido acetilsalicílico se puede extraer a la fase acuosa por la adición de NaOH, que desprotona el grupo funcional ácido carboxílico. La cafeína se puede extraer a la fase acuosa por la adición de HCl, que protona los átomos de nitrógeno terciarios. Los cationes amina y los aniones ácido carboxílico se pueden separar neutralizando las disoluciones.

Análisis de las pruebas Espectroscopia de infrarrojos

La radiación infrarroja puede usarse para identificar un compuesto químico y se usa comúnmente en los laboratorios forenses para analizar compuestos orgánicos tales como drogas ilegales y fármacos de prescripción. La radiación infrarroja ayuda a condenar a miles de suministradores de droga cada año, y también se aplica al análisis de documentos, tintas, plásticos y explosivos. Para entender cómo se usa la radiación infrarroja para identificar compuestos, es necesario saber qué pasa cuando la luz infrarroja incide en un objeto.

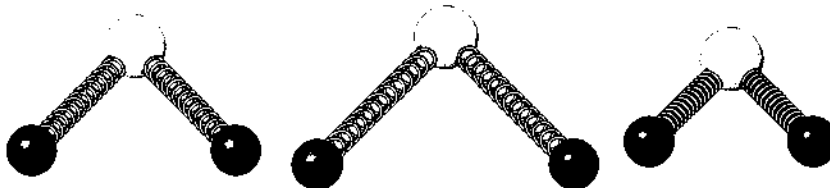
La región de infrarrojos del espectro empieza cuando termina la región roja de la luz visible. La radiación infrarroja es invisible al ojo humano, pero se puede sentir como calor cuando incide sobre la piel. Obviamente, a las moléculas que forman la piel les afecta la radiación infrarroja, ¿pero cómo? Cuando la radiación infrarroja interacciona con la piel, los enla-

ces entre las moléculas de la piel absorben la energía, y la temperatura de la piel aumenta.

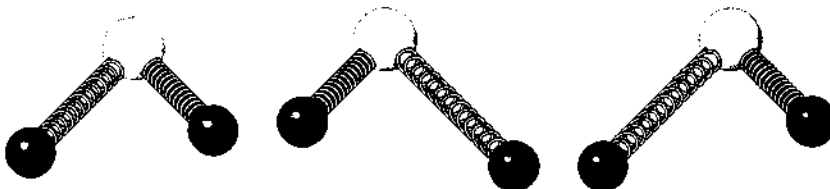
Igualmente, los enlaces que se forman entre los átomos en una molécula son capaces de absorber la radiación infrarroja. Los enlaces no son conexiones inflexibles, rígidas, que fuerzan los átomos a una posición sencilla fija; más bien actúan como muelles que mantienen los dos átomos juntos. Así, los enlaces pueden comprimirse, expandirse u oscilar como si fueran un muelle. La Figura 7.14 muestra las tres vibraciones principales que pueden ocurrir en los enlaces entre átomos cuando la radiación infrarroja incide en una molécula. La molécula absorberá la radiación infrarroja si la energía de la radiación se corresponde con una de las energías de las vibraciones.

Hay dos grandes regiones de interés cuando se mide la absorción de la radiación infrarroja: la **región del grupo funcional** (4000 cm^{-1} a 1300 cm^{-1}) y la

Expansión simétrica



Expansión asimétrica



Oscilación

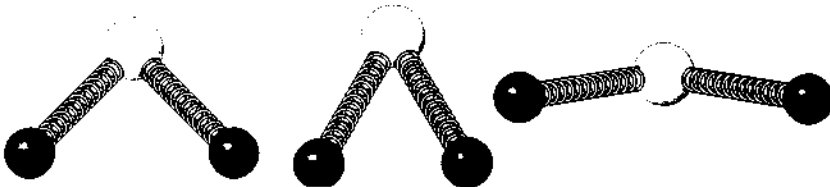


Figura 7.14 Vibraciones activadas por la radiación infrarroja de una molécula. La expansión simétrica implica la extensión y la contracción simultánea de los enlaces. La expansión asimétrica implica la compresión de un enlace y la extensión del otro simultáneamente. El movimiento de oscilación implica que dos átomos flexionan uno hacia otro y a continuación se alejan uno de otro.

región de huellas dactilares (1300 cm^{-1} a 900 cm^{-1}). Para la radiación infrarroja, la unidad tradicional que se usa para especificar la frecuencia o la longitud de onda de la radiación es el *número de onda*, que es el número de ondas por centímetro.

La región del grupo funcional muestra un modelo de absorción característico o bandas para cada uno de los grupos funcionales tratados en este capítulo. Por ejemplo, un átomo de carbono con un enlace sencillo a un átomo de hidrógeno (C—H) absorbe radiación infrarroja en el intervalo de 2850 a 2980 cm^{-1} , mientras que un átomo de oxígeno

con un enlace sencillo a un átomo de hidrógeno (O—H) absorbe radiación de 3300 a 3550 cm^{-1} .

La región de las huellas dactilares proporciona un modelo de bandas de absorción para cada molécula y se crea como contribución de todos los átomos de la molécula que están vibrando. Esto crea un modelo único que no lo reproduce ninguna otra molécula.

La energía asociada con cada forma de vibración de la Figura 7.14 depende del tipo de enlace que existe entre los átomos (sencillo, doble o triple) y del tipo de átomos que intervienen en el enlace. La Figura 7.14 muestra el espectro de infrarrojos del butano y del 1-

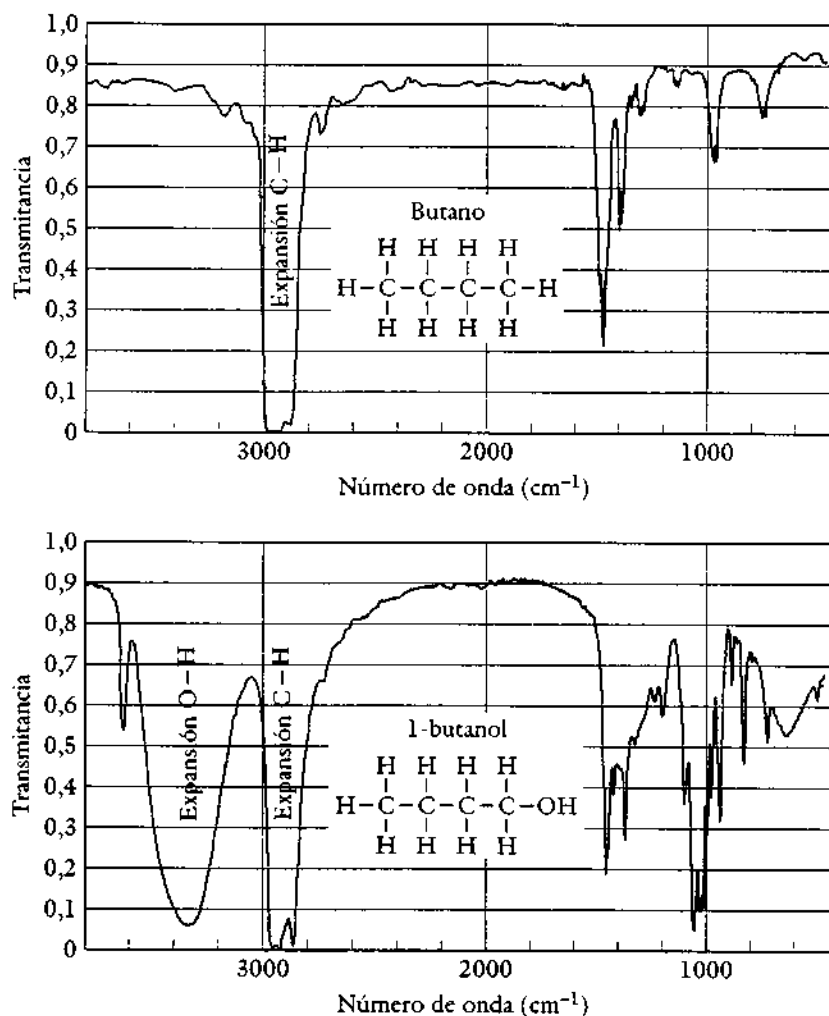


Figura 7.15 Espectro de absorción infrarroja del butano y el 1-butanol. Cuando la radiación infrarroja que incide en la muestra se escanea en la región de los grupos funcionales (4000 cm^{-1} a 1300 cm^{-1}), todos los grupos funcionales absorben energía. Esto crea un modelo distinto, como puede verse para ambos grupos C—H y O—H. Cada compuesto crea un único modelo en la región de las huellas dactilares (1300 cm^{-1} a 900 cm^{-1}).

butanol. Obsérvese el cambio en la región del grupo funcional y la región de las huellas dactilares, provocado por la adición de un grupo funcional alcohol.

En el laboratorio, el espectro de infrarrojos se obtiene usando un instrumento llamado **espectrofotómetro de infrarrojos de transformada de Fourier (FTIR)**. La transformada de Fourier es un proceso matemático complejo (fuera del alcance de este libro) que se usa para obtener la señal del dato original. Para el análisis de un compuesto, la muestra se coloca dentro del instrumento y el espectro se obtiene en unos minutos. El espectro obtenido experimentalmente se

compara con una biblioteca de espectros estándar preparada por el fabricante del instrumento. Una primera solución puede encontrarse siempre que los espectros de los compuestos se encuentren en la biblioteca de datos consultada. El sistema FTIR es versátil, ya que se puede usar para determinar el espectro de sólidos, gases y líquidos. Una limitación del análisis con FTIR es que no trabaja bien con mezclas complicadas, porque el espectro resultante refleja la absorción de todos los compuestos de la mezcla. Probablemente por esta razón no se utilizó el análisis con FTIR en el Caso en estudio de P. Stallings.



Un sistema típico de FTIR. (Perkin Elmer)



7.10 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Los expertos coinciden

Patricia Stallings fue acusada de envenenar a su hijo Ryan con anticonce-
lante después de que los resultados del laboratorio mostraran la presen-
cia de 1,2-etanodiol en la sangre del niño. ¿El nacimiento de un nuevo bebé
podía ayudar a probar la inocencia de la madre de la muerte de su hermano
mayor? El primer signo de su inocencia vino cuando David Jr., el hermano de
Ryan, que estaba en adopción, empezó a mostrar los mismos síntomas que ha-
bía tenido Ryan. Sus padres adoptivos llevaron al niño al hospital, donde un
doctor diagnosticó su enfermedad como acidemia metilmalónica (AMM), una
enfermedad genética poco común en la cual el cuerpo es incapaz de asimilar
adecuadamente las proteínas.

Cuando el cuerpo asimila las proteínas, se produce ácido propanoico. El ácido
propanoico se convierte entonces en ácido 2-metilpropanoico, llamado frecuen-
temente *ácido metilmalónico*. Cuando una persona sufre AMM y come alimentos
con alto contenido en proteínas, tales como la comida para bebés, el cuerpo puede
acumular una cantidad excesiva de ácido propanoico. Esta acumulación crea sín-
tomas como los sufridos por Ryan Stallings y su hermano pequeño.



Patricia Stallings (St. Louis Post-Dispatch)

Ejemplo resuelto 18

Considerando esta nueva información revelada en el Caso en estudio, ¿qué deberían haber investigado los abogados defensores de Patricia Stallings y por qué?

SOLUCIÓN Puesto que los síntomas que tuvo Ryan antes de su muerte eran similares a los experimentados por David Jr., ¿pudo Ryan haber tenido también AMM? ¿Pudo haber sido la AMM la causa de su muerte?

Práctica 7.18

Incluso si Ryan tuvo AMM, como tenía su hermano pequeño, esto no exoneraba inmediatamente a Patricia Stallings. ¿Qué pruebas del Caso en estudio pueden o no pueden explicarse por la AMM?

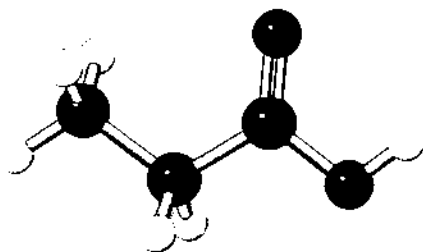
RESPUESTA

Aunque los síntomas experimentados por Ryan son los que sufre una persona con AMM, las muestras de la sangre de Ryan del laboratorio mostraban 1,2-etanodiol, no ácido propanoico.

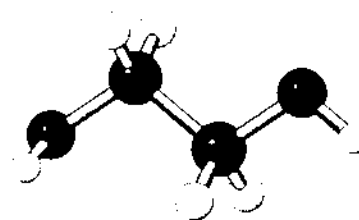
La cuestión de la Práctica 7.18 suscita una interesante pregunta. ¿Pudo equivocarse el laboratorio cuando dijo que las muestras mostraban la presencia de 1,2-etanodiol y no de ácido propanoico? En el Ejemplo resuelto 16 se determinaron las estructuras de las dos moléculas, y es evidente que la similitud entre ellas es mínima. Las moléculas en cuestión tienen un número diferente de átomos de carbono y distintos grupos funcionales. Por tanto, las dos moléculas deberían mostrar diferencias sustanciales en sus propiedades. Además, un segundo laboratorio confirmó los resultados obtenidos en la sangre.

Análisis posteriores de la sangre de Ryan establecieron claramente que, de hecho, sufría AMM. Sólo uno de cada 50.000 recién nacidos se diagnostica de AMM, pero los padres de Ryan y David Jr. eran ambos portadores del gen. Esto dio a los niños una probabilidad de 1 sobre 4 de tener AMM.

El Dr. William Sly y su colega el Dr. James Shoemaker, de la Universidad de St. Louis, habían seguido el caso con interés. Los dos bioquímicos no podían aceptar la idea de que un niño con AMM fuera envenenado con un compuesto que produjera los mismos síntomas que la AMM. Sly y Shoemaker obtuvieron una muestra de la sangre de Ryan, en la cual realizaron un ensayo sencillo. Añadieron un reactivo que debería cambiar a color púrpura si hubiera etilenglicol (1,2-etanodiol). La muestra de sangre no se volvió púrpura. Animados por este análisis, los dos científicos llegaron a la conclusión de que la única explicación razonable era que los análisis del laboratorio fueran incorrectos y que en la sangre de Ryan no hubiera habido nunca etilenglicol.



Ácido propanoico



1,2-etanodiol

Sly y Shoemaker teorizaron que los laboratorios habían identificado mal los dos compuestos. Para comprobar su hipótesis, enviaron muestras de sangre a la que habían añadido ácido propanoico a siete laboratorios certificados. Tres de estos laboratorios encontraron etilenglicol en su lugar. El método usado para identificar los dos compuestos no era infalible y dependía de la interpretación de los datos por un analista especializado. Varios de los analistas cometieron un importante error.

En este punto, incluso los fiscales empezaron a dudar del caso contra Patricia Stallings y consultaron a uno de los expertos líderes en trastornos genéticos, el Dr. Piero Rinaldo, que en ese tiempo estaba en la Universidad de Yale. El Dr. Rinaldo confirmó los hallazgos de Sly y Shoemaker, e incluso fue más lejos e indicó que el tratamiento recibido en el hospital por Ryan para el envenenamiento con anticongelante fue en realidad la causa de su muerte. El hospital administró etanol a Ryan, que es el tratamiento correcto para el envenenamiento por anticongelante. Sin embargo, en este caso el etanol se convirtió en iones oxalato, que se combinaron con el calcio de la sangre y precipitaron. Los cristales de oxalato de calcio resultantes causaron daños graves en los riñones y los pulmones. Finalmente, un análisis independiente del biberón utilizado para alimentar a Ryan mostró que no había etilenglicol.

Se ordenó un nuevo juicio para Patricia Stallings. Los fiscales retiraron todos los cargos y quedó en libertad. El pequeño David Jr. demostró la inocencia de su madre, y ayudó a resolver los trágicos acontecimientos que rodearon la muerte de su hermano.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Los alcanos consisten en cadenas de enlaces sencillos de átomos de carbono con un número suficiente de átomos de hidrógeno para cumplir la fórmula general C_nH_{2n+2} . El número de átomos de carbono en la cadena se expresa al principio del nombre con el prefijo “met-” para un carbono, “et-” para dos, “prop-” para tres, y así sucesivamente, como se muestra en la Tabla 7.1. Al final del nombre de los alcanos se añade la terminación “-ano”. Los compuestos en que un átomo de carbono forma un doble enlace con otro átomo de carbono pertenecen a la clase de los alquenos. Una clase de compuestos estrechamente relacionada es la de los alquinos, en la cual dos átomos de carbono forman un triple enlace.
- Los isómeros son moléculas que tienen la misma fórmula química, pero no la misma estructura. Un tipo de isómero resulta de las diferentes localizaciones de un doble o triple enlace en una cadena de carbonos; otro tipo ocurre cuando la cadena de carbono se ramifica. El nombre de los isómeros especifica el número del carbono donde se localiza el doble/triple enlace o el carbono ramificado.
- Los compuestos alcanos también pueden formar estructuras cíclicas llamadas cicloalcanos, compuestos exclusivamente por átomos de carbono unidos por enlaces sencillos. Otro tipo de compuestos cíclicos comunes es el benceno, que se representa por un anillo de seis carbonos con enlaces dobles y sencillos alternados. El anillo de benceno también se puede modificar añadiendo un grupo $-OH$ para formar fenol, un grupo $-CH_3$ para formar tolueno, o un grupo $-NH_2$ para formar anilina.
- Los compuestos orgánicos se clasifican dentro de diferentes clases basadas en la presencia de grupos funcionales que incluyen las cetonas, los éteres, los ésteres, las aminas, los alcoholes, los aldehídos y los ácidos carboxílicos.
- Las aminas son un ejemplo de una base orgánica Brønsted-Lowry (acepta un ion hidrógeno), y los ácidos carboxílicos son un ejemplo de ácido orgánico Brønsted-Lowry (dona un ion hidrógeno). Estas propiedades se pueden aprovechar para extraer aminas o ácidos carboxílicos de mezclas. Las formas iónicas de los compuestos son solubles en agua, mientras que las formas neutras son solubles en disolventes orgánicos no polares.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|---|-----------------------------------|--|---|
| Compuesto orgánico,
p. 197 | Cicloalcano, p. 209 | Amina terciaria, p. 216 | Región grupo funcional,
p. 225 |
| Compuesto inorgánico,
p. 197 | Benceno, p. 209 | Alcohol, p. 217 | Región de huellas
dactilares, p. 226 |
| Alcano, p. 200 | Compuesto aromático,
p. 209 | Congénere, p. 218 | Espectrofotómetro
de infrarrojos de
transformada de Fourier
(FTIR), p. 227 |
| Fórmula estructural,
p. 200 | Estructuras resonantes,
p. 210 | Aldehído, p. 219 | |
| Fórmula estructural
condensada, p. 201 | Éter, p. 211 | Ácido carboxílico, p. 220 | |
| Estructura lineal, p. 201 | Grupo funcional, p. 211 | Ácido Arrhenius, p. 222 | |
| Alqueno, p. 203 | Cetona, p. 212 | Base Arrhenius, p. 222 | |
| Isómero, p. 203 | Éster, p. 214 | Ácido Brønsted-Lowry,
p. 222 | |
| Alquino, p. 205 | Amina, p. 216 | Base Brønsted-Lowry,
p. 222 | |
| | Amina primaria, p. 216 | Electrones apareados
solitarios, p. 222 | |
| | Amina secundaria, p. 216 | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

Lecturas, recursos y referencias adicionales

Drug Identification Bible, Grand Junction, CO:
Amera-Chem, Inc., 2004.

Graham, Tim. "When Good Science Goes Bad",
Chemistry Matters, Octubre 2004, pp. 16-18.

Para más información sobre el caso de Patricia
Stallings, ver numerosos artículos en *St. Louis Post-
Dispatch* entre septiembre de 1989 y octubre de
1991.

Los siguientes sitios Web muestran animaciones de
moléculas experimentando excitación por radiación
infrarroja: <http://chipo.chem.uic.edu/web1/ocol/spec/IR1.htm> y <http://www.chem.umass.edu/~nermmw/Spectra/irspectra/index.htm>

Para diversos artículos relacionados con el análisis y el
uso de alcoholes congéneres, ver J.A. Siegel, ed.,
Encyclopedia of Forensic Sciences, San Diego:
Academic Press, 2000.

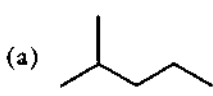
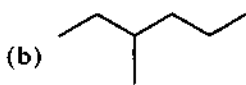
CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

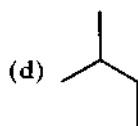
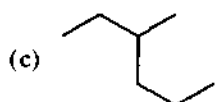
Cuestiones

- Comentar el origen histórico de los términos *orgánico* e *inorgánico* para clasificar los compuestos químicos. (7.1)
- Comentar la definición moderna del término *orgánico* para clasificar los compuestos químicos. (7.1)
- ¿Cuál es la fórmula genérica de todos los alcanos? ¿Cuáles son los usos habituales de los alcanos? (7.2)
- ¿Qué diferencia hay entre los alcanos, los alquenos y los alquinos? (7.2 y 7.3)
- ¿Cuáles son las fórmulas genéricas de los alquenos y los alquinos? (7.3)
- ¿Cuál es la diferencia entre la fórmula química y la fórmula condensada de los compuestos orgánicos? ¿Qué información aporta cada una? (7.2)
- Explicar cómo se interpreta la estructura lineal de los alcanos, los alquenos y los alquinos. (7.2 y 7.3)
- ¿Qué representan los isómeros? (7.3)
- ¿Tendrán dos isómeros las mismas propiedades físicas? Explicar por qué. (7.4)
- ¿Qué tienen en común los alcanos y los cicloalcanos? ¿En qué se diferencian? (7.5)
- ¿Qué significa que un compuesto tiene diferentes estructuras resonantes? (7.5)
- ¿Se puede determinar la estructura de una molécula orgánica sencilla conociendo su fórmula química? ¿Por qué? (7.2 y 7.3)
- ¿Cuál es el grupo funcional amina? ¿En qué se diferencian una amina primaria, una secundaria y una terciaria? (7.7)
- ¿Cuál es el grupo funcional alcohol? ¿Son todos los alcoholes "sanos" para su consumo? (7.8)
- ¿Qué son congéneres? Poner diferentes ejemplos de alcoholes congéneres. (7.8)

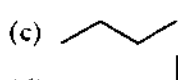
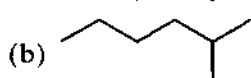
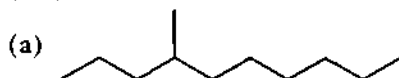
16. ¿En qué se parecen el grupo funcional aldehído y el grupo funcional ácido carboxílico? ¿Cuál es la diferencia? (7.8)
17. ¿En qué son similares los grupos funcionales cetona, éter y éster? ¿Cuál es la diferencia? (7.6)
18. Explicar la diferencia entre un ácido Brønsted-Lowry y un ácido Arrhenius. Poner un ejemplo de cada uno. (7.9)
19. Explicar la diferencia entre una base Brønsted-Lowry y una base Arrhenius. Poner un ejemplo de cada una. (7.9)
20. Explicar cómo se pueden usar las propiedades ácido-base de ciertos grupos funcionales para extraer sustancias orgánicas de una disolución. (7.9)

Problemas

21. Decir el nombre de los siguientes alcanos. (7.2)
 - (a) CH_4
 - (b) C_5H_{12}
 - (c) C_3H_8
 - (d) C_6H_{14}
22. Decir el nombre de los siguientes alcanos. (7.2)
 - (a) C_7H_{16}
 - (b) C_2H_6
 - (c) C_8H_{18}
 - (d) C_4H_{10}
23. ¿Cuál es la fórmula química de los siguientes compuestos? (7.2)
 - (a) Pentano
 - (b) Propano
 - (c) Octano
 - (d) Metano
24. ¿Cuál es la fórmula química de los siguientes compuestos? (7.2)
 - (a) Decano
 - (b) Heptano
 - (c) Hexano
 - (d) Etano
25. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.2)
 - (a) CH_4
 - (b) C_5H_{12}
 - (c) C_3H_8
 - (d) C_6H_{14}
26. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.2)
 - (a) C_7H_{16}
 - (b) C_2H_6
 - (c) C_8H_{18}
 - (d) C_4H_{10}
27. Dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.2)
 - (a) Pentano
 - (b) Propano
 - (c) Octano
 - (d) Hexano
28. Dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.2)
 - (a) Decano
 - (b) Heptano
 - (c) Hexano
 - (d) Etano
29. Escribir la fórmula química y la fórmula estructural condensada, y dibujar la estructura lineal, de los siguientes compuestos. (7.3)
 - (a) 1-butino
 - (b) 2-penteno
 - (c) 1-hexeno
 - (d) 3-octino
30. Escribir la fórmula química y la fórmula estructural condensada, y dibujar la estructura lineal, de los siguientes compuestos. (7.3)
 - (a) 1-propeno
 - (b) 2-hepteno
 - (c) 2-octino
 - (d) 1-pentino
31. ¿Cuántos isómeros únicos se pueden formar alternando el emplazamiento del enlace múltiple en los siguientes compuestos? (7.3)
 - (a) Pentino
 - (b) Hexeno
 - (c) Buteno
 - (d) Noneno
32. ¿Cuántos isómeros únicos se pueden formar alternando el emplazamiento del enlace múltiple en los siguientes compuestos? (7.3)
 - (a) Octino
 - (b) Propeno
 - (c) Hexino
 - (d) Butino
33. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.4)
 - (a) 
 - (b) 



34. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.4)



35. Dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.4)

- (a) 3-etilheptano
(b) 4-propildecano
(c) 2-metilbutano
(d) 3-metiloctano

36. Dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.4)

- (a) 2-metilhexano
(b) 3-etiloctano
(c) 2-metilheptano
(d) 4-metilnonano

37. Escribir la fórmula química y dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.5)

- (a) Ciclopropano
(b) Benceno
(c) Ciclohexano
(d) Tolueno

38. Escribir la fórmula química y dibujar la estructura lineal de los siguientes compuestos. (7.5)

- (a) Ciclobutano
(b) Fenol
(c) Ciclopentano
(d) Anilina

39. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.6)

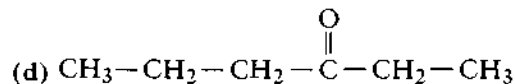
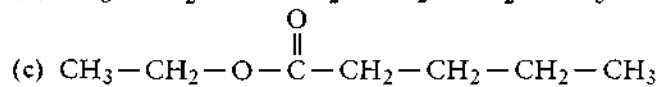
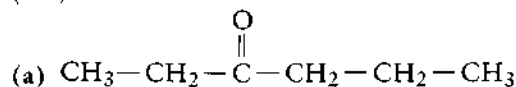
- (a) 2-propanona
(b) Etoxipropano
(c) Etanoato de metilo
(d) 2-butanona

40. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.6)

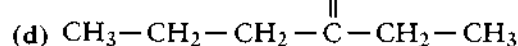
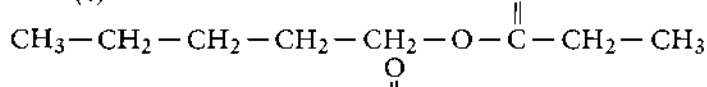
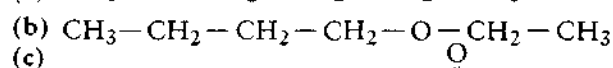
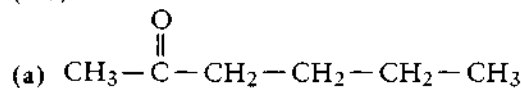
- (a) Metoxibutano

- (b) Pentanoato de butilo
(c) 3-pentanona
(d) Etoxietano

41. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.6)



42. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.6)



43. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.7)

- (a) Butilamina
(b) Etilmetilamina
(c) Trietilamina
(d) Butiletilmetilamina

44. Escribir la fórmula condensada de los siguientes compuestos. (7.7)

- (a) Etilamina
(b) Dietilpropilamina
(c) Dietilamina
(d) Dimetilpropilamina

45. Dibujar la estructura lineal de los compuestos del Problema 43. (7.7)

46. Dibujar la estructura lineal de los compuestos del Problema 44. (7.7)

47. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.8)

- (a) 2-butanol
(b) 1-propanol
(c) 3-pentanol
(d) 2-hexanol

48. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.8)
- 3-octanol
 - 2-propanol
 - Ciclohexanol
 - 3-pentanol
49. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.8)
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{CH}$
 - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH}$
 - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
 - $\overset{\text{O}}{\parallel}\text{HC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
50. Decir el nombre de los siguientes compuestos. (7.8)
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH}$
 - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{CH}$
 - $\overset{\text{O}}{\parallel}\text{HC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}\text{C}-\text{OH}$
51. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.8)
- Ácido pentanoico
 - Octanal
 - Ácido hexanoico
 - Heptanal
52. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes compuestos. (7.8)
- Ácido etanoico
 - Butanal
 - Ácido decanoico
 - Propanal
53. Escribir la fórmula estructural condensada y decir el nombre de todos los isómeros del hexanol existentes alterando sólo el grupo funcional del alcohol. (7.8)
54. Escribir la fórmula estructural condensada y decir el nombre de todos los isómeros del pentanol existentes alterando sólo el grupo funcional del alcohol. (7.8)
55. Cada uno de los siguientes nombres de compuestos tiene un error. Explicar por qué el nombre es incorrecto. (7.4)
- 3-metilpropano
 - 2-propiletano
 - 4-etilheptano
 - 2-metiletano
56. Cada uno de los siguientes nombres de compuestos tiene un error. Explicar por qué el nombre es incorrecto. (7.4)
- 1-metilhexano
 - 2-propilbutano
 - 4-metilpentano
 - 3-metilbutano
57. Cada uno de los siguientes nombres de compuestos tiene un error. Explicar por qué el nombre es incorrecto. (7.6 y 7.8)
- 3-ácido propanoico
 - 2-propanal
 - 1-butanona
 - 3-butanol
58. Cada uno de los siguientes nombres de compuestos tiene un error. Explicar por qué el nombre es incorrecto. (7.6, 7.8)
- 2-ácido butanoico
 - 2-pentanal
 - 3-propanona
 - 4-butanol
59. Identificar cada uno de los siguientes compuestos como ácido, base o neutro según la definición de Brønsted-Lowry. (7.8)
- 2-butanona
 - Ácido butanoico
 - 1-propanol
 - Metilamina
60. Identificar cada uno de los siguientes compuestos como ácido, base o neutro según la definición de Brønsted-Lowry. (7.8)
- Metoxietano
 - Propanoato de metilo
 - Butilamina
 - Hexanal

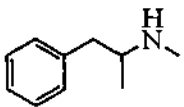
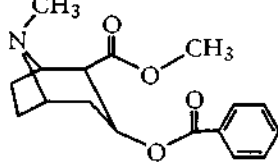
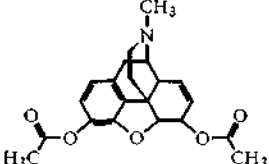
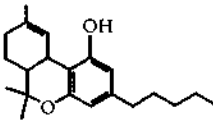
Problemas de química forense

Los problemas 61 a 68 se refieren a la Tabla 7.6: Estructuras de las drogas (pág. 234).

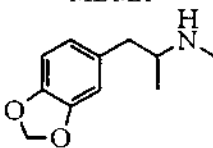
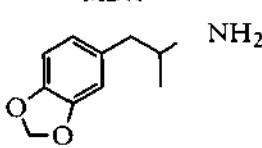
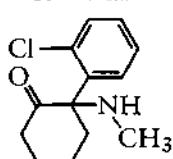
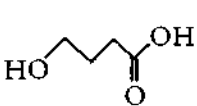
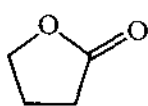
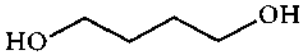
- Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional alcohol. (7.8)
- Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional amina. Indicar si la amina es primaria, secundaria o terciaria. (7.7)
- Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional cetona. (7.6)

Tabla 7.6 Estructura de las drogas.

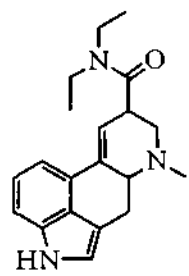
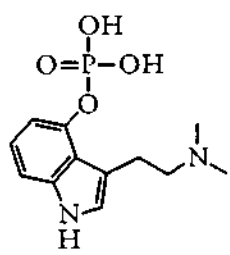
Las cuatro drogas ilegales principales

| | | | |
|---|---|--|---|
| Metanfetamina
 | Cocaína
 | Heroína
 | Marihuana
 |
|---|---|--|---|

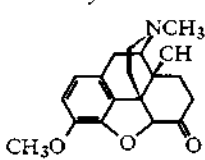
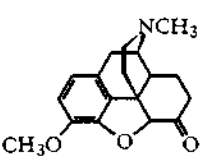
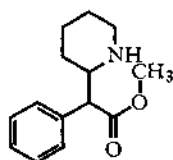
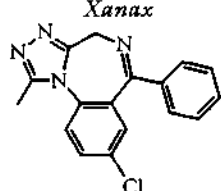
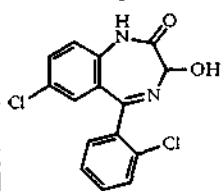
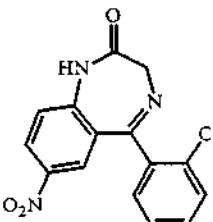
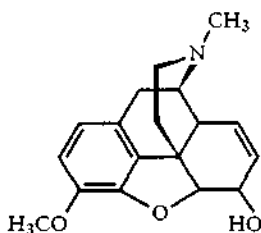
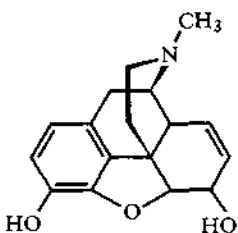
Drogas "de club" principales

| | | | |
|--|--|---|---|
| MDMA
 | MDA
 | Ketamina
 | GHB
 |
| GBL
 | 1,4-butanodiol
 | | |

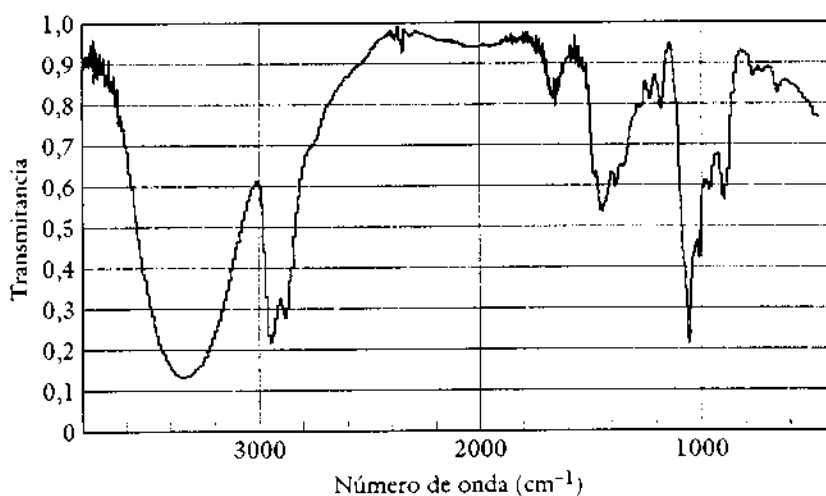
Drogas "de concierto"

| | |
|--|--|
| LSD
 | Hongos Psilocybin
 |
|--|--|

Fármacos de prescripción y "de abuso"

| | | | |
|---|--|--|---|
| OxyContin
 | Vicodina
 | Ritalin
 | Xanax
 |
| Lorazepam
 | Clonazepam
 | Codeína
 | Morfina
 |

64. Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional aldehído. (7.8)
65. Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional éter. (7.6)
66. Citar todas las drogas que contienen un grupo funcional éster. (7.6)
67. Citar todas las drogas que contienen un anillo de benceno. (7.5)
68. Citar todas las drogas que contienen un cicloalcano. (7.5)
69. Los impuestos para el etanol destinado al consumo humano son significativamente más altos que los del etanol de uso industrial o de laboratorio como disolvente y reactivo. Para asegurar que este último etanol no se utilice mal *se desnaturaliza*, lo que significa que se añade metanol al etanol. Si se consume alcohol desnaturalizado, el metanol reacciona para formar un producto tóxico: el metanal (formaldehído). Escribir las estructuras del alcohol, el aldehído y el ácido carboxílico que se forman cuando se metabolizan el etanol y el metanol. (7.6)
70. Los congéneres del alcohol presentes en las bebidas alcohólicas son en gran medida la causa de los efectos de una resaca. Escribir la fórmula estructural condensada de los siguientes congéneres comunes encontrados en bebidas alcohólicas. (7.8)
- Metanol
 - 1-propanol
 - 1-butanol
 - 2-butanol
 - 2-metil-1-propanol
 - 2-metil-1-butanol
 - 3-metil-1-butanol
71. El olor de la carne descompuesta se debe principalmente a la producción de putrescina y cadaverina procedentes de la descomposición de las proteínas. La putrescina es 1,4-butanodiamina y la cadaverina es 1,5-pentanodiamina. Escribir las fórmulas estructurales condensadas de estos dos compuestos. (7.7)
72. Los compuestos desde el metanal hasta el decanal (aldehídos de uno a diez carbonos) se producen durante los procesos de descomposición y se están estudiando actualmente como posibles marcadores para localizar tumbas clandestinas. Escribir las fórmulas estructurales condensadas desde el metanal hasta el decanal. (7.8)
- Problema de caso en estudio**
73. La posesión de 1,4-butanodiol es ilegal. El compuesto es una sustancia controlada de la que se puede abusar para drogarse porque se metaboliza para formar GHB en el cuerpo. El gráfico que se muestra abajo son los datos de FTIR obtenidos del análisis de la prueba. El defensor manifestó que el compuesto era realmente el compuesto legal 1-butanol. Basándose en los datos de FTIR y en la Figura 7.15, ¿podría prosperar esta defensa? Explíquelo. (AP)



CAPÍTULO 8

Química de la adicción

CASO EN ESTUDIO:
Gelatina vengadora

- 8.1 Naturaleza de los enlaces covalentes
 - 8.2 Estructuras de Lewis de los compuestos iónicos
 - 8.3 Estructuras de Lewis de los compuestos covalentes
 - 8.4 Estructuras resonantes
 - 8.5 Teoría VSEPR
 - 8.6 Polaridad de los enlaces y las moléculas
 - 8.7 Geometría molecular de las drogas
 - 8.8 Los receptores de drogas y la química del cerebro
- Análisis de las pruebas:
Métodos inmunoanalíticos
- 8.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Gelatina vengadora



(Mike Couto/Courtesy The Standard Times)



CASO EN ESTUDIO: Gelatina vengadora

Cuando alguien hace un daño grave a un niño, el instinto maternal es querer que el delincuente pague por el delito. Sin embargo, a veces el deseo de venganza sobrepasa al deseo de justicia, y la gente se toma la justicia por su mano. Así ocurrió a principios de los años 1990, cuando el mundo de Christina Martin se vino abajo al saber que su hija de 14 años había sufrido abusos sexuales. Este horrible delito fue perpetrado por alguien en quien ella había pensado que podía confiar: su novio Richard Alfredo. Christina había estado viviendo con Richard durante años cuando su hija le informó de que había abusado de ella durante los últimos ocho años. Tanto si Christina no creyó que el sistema judicial pudiera funcionar como si simplemente su deseo personal de venganza superó cualquier consideración del proceso legal, la cuestión es que no acudió a la policía. Richard nunca pudo ser sometido a un juicio, ni siquiera enfrentarse a esas acusaciones. En su lugar, Christina empezó a poner en marcha un macabro plan.

Richard Alfredo tenía 61 años y un historial de problemas graves de corazón. Había sufrido al menos un ataque al corazón y se le había practicado un "bypass" coronario. Christina planeó matar a Richard añadiendo en su gelatina una gran dosis de mezcalina (2,4,5-trimetoxifenetilamina), una droga alucinógena que es un principio activo en el peyote. Ella supuso

que no sería capaz de soportar los efectos de la droga por su corazón débil y, además, que su muerte se atribuiría a una enfermedad del corazón. Christina no ocultó sus planes, hablando con varios amigos y miembros de su familia, de que intentaba asesinar a Richard.

Christina y su hija eran novatas comprando drogas ilegales y se acercaron a diferentes locales para adolescentes con la intención de comprar mezcalina. Christina también explicó allí lo que quería hacer con la droga. Los adolescentes no quisieron ser cómplices de una muerte, pero querían hacer dinero fácil, y les vendieron drogas falsas. Sin embargo, incluso cuando esto fue evidente para Christina, no se desalentó y buscó otras fuentes de ingredientes mortales para la última comida de Richard.

El 21 de enero de 1990, Richard Alfredo murió de repente después de comer. El certificado de defunción indicaba que murió por un infarto de miocardio, el término médico para el ataque al corazón. El plan había funcionado, pero la madre y la hija habían contado a demasiada gente sus intenciones. La noticia llegó pronto a la policía mediante dos llamadas anónimas. Treinta y un días después del entierro de Richard, su cuerpo fue exhumado para una autopsia, de un ataúd lleno de agua subterránea que se había filtrado en la tumba. Los patólogos recogieron muestras de los restos corporales y los enviaron para su análisis. Los resultados fueron negativos para la mezcalina. Sin embargo, un análisis dio positivo para la dietilamida del ácido lisérgico (LSD), otra droga alucinógena vendida frecuentemente en las calles como mezcalina.

El 14 de noviembre de 1992, un jurado deliberó durante cinco horas y media antes de encontrar a Christina culpable de asesinato en primer grado, a pesar del testimonio de su hija de que ella, no su madre, añadió LSD en la gelatina de Richard. Christina contrató un abogado nuevo que presentó una apelación, algo común en los casos de condena por homicidio. El nuevo abogado ofreció una prueba sólida de que su abogado original había suministrado un asesoramiento inefectivo. En julio de 1998, el Tribunal Superior de Massachusetts acordó y ordenó un nuevo juicio. Los periódicos se saltaron la parte de la reclamación del asesoramiento inefectivo y presentaron la historia como si el Tribunal Superior hubiera encontrado un tecnicismo para cambiar el veredicto. Sin embargo, las bases reales de la decisión del Tribunal Superior fueron que las pruebas estatales no habían probado la presencia de LSD en el cuerpo de Richard, y su abogado nunca había cuestionado dichas pruebas!

El análisis que dio resultado positivo en LSD no constituía una prueba adecuada de que el LSD estuviera presente en la muestra. ¿Cómo podría condenar el Estado a una persona por envenenamiento de otra con LSD, pero no tener pruebas de la presencia de veneno en el cuerpo?

**Para entender qué pasó en el laboratorio,
es necesario conocer los enlaces químicos
con mayor profundidad . . .**

Objetivo de aprendizaje

Explicar la teoría del enlace covalente.

8.1 | Naturaleza de los enlaces covalentes

El análisis de muestras de sangre humana o de orina para la detección de drogas puede ser bastante complejo y consumir mucho tiempo debido a la gran cantidad de componentes de los fluidos corporales y a la gran variedad de drogas ilegales que podrían estar presentes en la muestra. Las moléculas de droga pueden pasar por el cuerpo sin cambiar o convirtiéndose en diferentes compuestos nuevos, lo que añade complejidad al análisis. Algunas moléculas de las drogas tienden también a enlazarse fuertemente con moléculas de determinadas proteínas presentes en la sangre. Este enlace puede disminuir artificialmente la concentración aparente de la droga si sólo se determina la forma original de ésta. Otro factor que lo complica es que la prescripción legal de drogas y sus compuestos hace que puedan estar presentes en la sangre o la orina. Muchas de estas drogas legales son similares en su estructura a algunas drogas ilegales, como se ilustró en el Capítulo 7.

Para reducir el gran número de posibles drogas que pudieran estar presentes en una muestra se utilizan análisis discriminatorios para averiguar, en general, qué clase o tipo de drogas puede contener la muestra. Estos análisis, que son bastante rápidos y no son caros, dan resultados positivos para una extensa clase de compuestos.

Un método común de discriminación de drogas es el llamado **inmunoanálisis**. La base del inmunoanálisis es que todas las moléculas de un compuesto particular tienen una única forma tridimensional. Los inmunoanálisis colocan juntas la molécula objetivo (la droga o sustancia analizada) con otra molécula que se elige específicamente debido a que su estructura tiene una apertura en la que sólo la molécula objeto del análisis sería capaz de encajar. Este ajuste personalizado es muy similar a la manera en que las drogas ilegales, o para este problema las drogas legales de prescripción, funcionan en el cuerpo. La forma tridimensional de la molécula de droga es tal que puede unirse con una molécula receptora en el cuerpo, ocasionando los efectos deseados de la droga.

La Figura 8.1 muestra una gran molécula circular de ciclodextrina con una molécula de benceno dentro del espacio central. Este ejemplo es una ilustración simplificada de cómo una molécula puede interactuar con otra

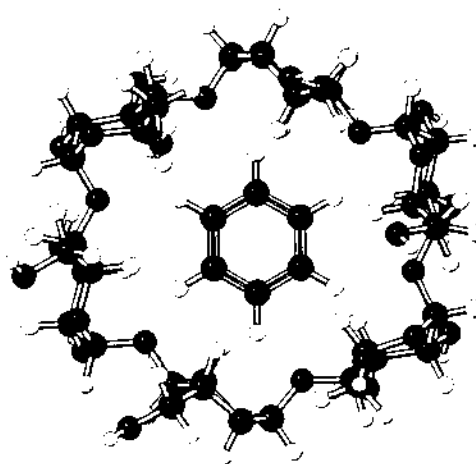


Figura 8.1 Interacción de moléculas basada en su tamaño y forma tridimensional. Por ejemplo, la ciclodextrina es una gran molécula circular con una cavidad en el centro donde puede entrar fácilmente una molécula de benceno.



Figura 8.2 Solapamiento de orbitales atómicos. La formación de un enlace covalente se basa en el uso compartido de electrones. Los electrones están compartidos entre dos átomos por el solapamiento de una región tridimensional en la cual los electrones tienen una elevada probabilidad de encontrarse.

debido a su tamaño y forma. La apertura en el centro de una molécula de ciclodextrina tiene un tamaño suficiente y polaridad para que la molécula de benceno se acomode dentro de ella. La forma tridimensional y los ángulos de los enlaces hacen posible que ocurra esta interacción.

La ciclodextrina se ha usado como fase estacionaria en la cromatografía líquida para la separación y detección de metanfetamina debido a que la estructura de la metanfetamina está dominada por un anillo bencénico, como se mostró en la Sección 7.5. El conocimiento de las formas tridimensionales de las moléculas es imprescindible para comprender la química de la adicción y los inmunoanálisis. Se examinarán estos dos temas con mayor profundidad a medida que avance el capítulo.

La naturaleza del enlace entre los átomos individuales de una molécula determina la forma tridimensional de la molécula. En explicaciones anteriores sobre los compuestos químicos se vio que los átomos pueden formar dos tipos de enlaces: iónico o covalente. Los enlaces iónicos implican la ganancia o pérdida de electrones desde los átomos neutros para formar iones positivos y negativos que son atraídos por el otro. Los átomos metálicos forman cationes, y los átomos no metálicos forman aniones.

Los enlaces covalentes se forman cuando los electrones son compartidos por dos átomos. El uso compartido de los electrones ocurre porque la diferencia relativa en las electronegatividades de los dos átomos no es lo suficiente grande para que cada átomo quite un electrón al otro. Los enlaces covalentes se forman cuando dos átomos no metálicos se enlazan juntos y comparten electrones. ¿Pero exactamente cómo comparten electrones un par de átomos?

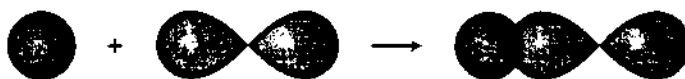
Los electrones se localizan en orbitales atómicos, que son regiones alrededor de los núcleos donde es más probable encontrar un electrón. Para formar un enlace covalente entre dos átomos, los orbitales deben solaparse. Los orbitales solapados crean una región con elevada densidad de electrones, en la cual los dos electrones están simultáneamente localizados en el orbital de los dos átomos.

Este modelo de enlace covalente se llama **teoría del enlace valencia**. La Figura 8.2 ilustra el caso más sencillo de un enlace covalente formado entre dos átomos de hidrógeno. Cada átomo de hidrógeno tiene un electrón en un orbital de forma esférica s . Cuando en la formación de un enlace sencillo entre átomos participan orbitales p , el solapamiento ocurre al final del lóbulo del orbital.

Ejemplo resuelto 1

Dibujar el enlace covalente entre el orbital s de un átomo de hidrógeno y el orbital p de un átomo de fluoruro en el ácido fluorhídrico (HF).

SOLUCIÓN El átomo de H tiene un electrón en su orbital s . El átomo de F tiene un electrón desaparejado en el orbital p (en forma de pesa). El solapamiento de los orbitales s y p forma un enlace covalente que se representa como sigue:



Práctica 8.1

Dibujar el enlace covalente entre los átomos de F del gas flúor (F_2).

RESPUESTA



La teoría del enlace de valencia funciona bien para explicar cómo ocurren los enlaces en un compuesto covalente. Sin embargo, para determinar las formas de las moléculas la teoría sólo funciona en los casos más simples, como los ilustrados arriba. Incluso para moléculas que sólo son ligeramente más complejas, es necesario otro método para determinar la geometría. Para moléculas grandes, como el LSD ($C_{20}H_{25}N_3O$), la forma tridimensional general de la molécula es resultado de la geometría local de cada átomo influyendo la localización posible de los átomos vecinos.

Para determinar la forma tridimensional de una molécula se necesitan dos tipos de información: las localizaciones de todos los electrones de valencia y cómo estos electrones interaccionan uno con otro. La *teoría de Lewis del enlace*, explicada en la siguiente sección, contesta a la primera cuestión. La *teoría de la repulsión del par de electrones de la órbita de valencia* contesta la segunda, ya que determina la geometría real de las moléculas con la información obtenida de la teoría de Lewis.

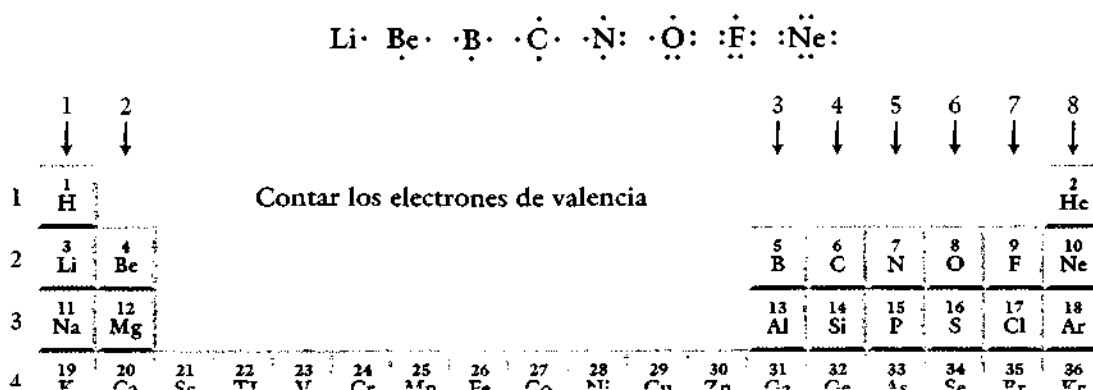
8.2 Estructuras de Lewis de los compuestos iónicos

Objetivo de aprendizaje

Escribir las estructuras de Lewis de los compuestos iónicos.

En el Capítulo 4 se vio el valor predictivo de la tabla periódica para determinar la fórmula de los compuestos iónicos. Por ejemplo, todos los metales alcalinos (Grupo 1) forman cationes con una carga $+1$, todos los metales alcalinotérreos (Grupo 2) forman cationes con carga $+2$, y los halógenos (Grupo 7) forman aniones con carga -1 .

La *teoría de Lewis* explica esta tendencia, estableciendo que los átomos intentan conseguir la misma configuración electrónica que el gas noble más cercano, ganando o perdiendo electrones según sea necesario. Los gases nobles son químicamente no reactivos y en condiciones normales no se enlazan con otros átomos. La razón de esta estabilidad inusual es que la capa de valencia de los átomos de los gases nobles está completamente llena. Cuando los otros elementos de la tabla periódica reaccionan, los átomos individuales se esfuerzan para llenar las capas de valencia y consiguen la estructura electrónica estable de los elementos gases nobles. Expresado de otra manera, los elementos reaccionan de manera que llegan a ser *isoelectrónicos* con los elementos gases nobles. Por ejemplo, el sodio tiene un electrón más que el neón, el gas noble más cercano. El sodio metálico es extremadamente reactivo, pero



el ion sodio, Na^+ , es muy estable. Al perder un electrón y formar el ion Na^+ , el sodio se convierte en isoelectrónico con el neón y tiene la capa de valencia llena. En condiciones normales, el ion sodio no reaccionará posteriormente para ganar o perder más electrones.

Este patrón de los elementos formando enlaces para convertirse en iso-electrónicos con los gases nobles sirve de base para la **regla del octeto**. Esta regla, también llamada *norma del ocho*, define que los elementos reaccionan para conseguir un total de ocho electrones de valencia, una configuración que corresponde a un conjunto de orbital *s* y orbital *p* llenos. Las excepciones de esta regla son los elementos que consiguen una configuración electrónica idéntica al helio, el cual sólo necesita dos electrones.

El símbolo de Lewis para un elemento consiste en puntos para representar electrones de valencia para un átomo. Los electrones están localizados alrededor del símbolo del elemento, como se muestra en la parte superior de la Figura 8.3. El número de electrones de valencia se determina contando el número de electrones *s* y *p* en el nivel más exterior del átomo, como se ilustra alrededor de los símbolos de Lewis en la figura.

Ejemplo resuelto 2

Dibujar las estructuras de puntos de Lewis para los siguientes elementos:

- (a) H
(b) Ca
(c) As

SOLUCIÓN

- (a) Refiriéndose a la tabla periódica, el H tiene sólo un electrón *s*: H⁺
 (b) Igualmente, el Ca tiene dos electrones *s*: Ca²⁺
 (c) Como tiene dos electrones *s* y tres electrones *p* (¡no contar los electrones *d*!): As³⁺

Práctica 8.2

Dibujar las estructuras de puntos de Lewis para los siguientes elementos:

- (a) S
(b) Kr
(c) P

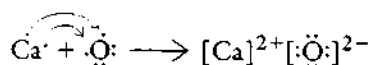
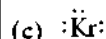


Figura 8.4 Formación de un compuesto iónico.

RESPUESTA

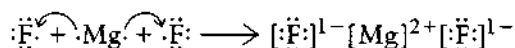


Las estructuras de puntos de Lewis se pueden usar para mostrar la ganancia o pérdida de electrones en la formación de un enlace iónico entre un metal y un no metal, como puede verse en la Figura 8.4. La reacción muestra la formación del óxido de calcio (CaO), donde el átomo de calcio pierde dos electrones de valencia hacia el átomo de oxígeno. En la pérdida de los dos electrones, el ion calcio $2+$ se convierte en isoelectrónico con el argón, completando su octeto. El átomo de oxígeno, que tiene seis electrones de valencia originales, gana los dos electrones del calcio y se convierte en isoelectrónico con el neón. La reacción produce el compuesto iónico estable óxido de calcio. Las fórmulas y las cargas de los compuestos iónicos sencillos se pueden predecir y entender escribiendo las estructuras de puntos de Lewis.

Ejemplo resuelto 3

Dibujar las estructuras de puntos de Lewis para el enlace iónico en el compuesto MgF_2 .

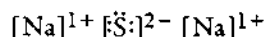
SOLUCIÓN El átomo de Mg perderá sus dos electrones de valencia, uno hacia cada átomo de F, formando el compuesto iónico MgF_2 .



Práctica 8.3

Dibujar las estructuras de puntos de Lewis para el enlace iónico en Na_2S .

RESPUESTA



8.3 Estructuras de Lewis de los compuestos covalentes

Objetivo de aprendizaje

Escribir las estructuras de Lewis de los compuestos covalentes.

Las estructuras de puntos de Lewis pueden ilustrar también enlaces covalentes entre átomos en moléculas sencillas. La Figura 8.5 muestra los electrones de valencia y el enlace covalente en las moléculas Cl_2 y O_2 . En la reacción del cloro, cada átomo de cloro tiene seis electrones de valencia y se esfuerza en tener ocho. Cada átomo de cloro gana un electrón, convirtiéndose en isoelectrónico con el argón. A diferencia de los átomos que reaccionan para formar compuestos iónicos, cada átomo de cloro en el Cl_2 tiene una tendencia igual para conseguir un electrón. Por lo tanto, es imposible para un átomo de cloro formar un anión y para el otro formar un catión. El único camino para que

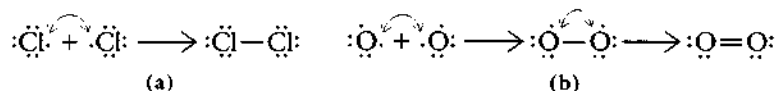


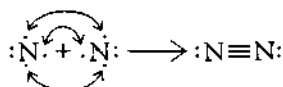
Figura 8.5 Símbolos de Lewis para los compuestos covalentes sencillos.

un átomo de cloro pueda conseguir un octeto para formar el Cl_2 es que cada átomo comparta sus electrones desapareados con el otro átomo. El **enlace sencillo** que se forma entre dos átomos de cloro consiste en dos electrones compartidos. En la reacción del oxígeno, cada átomo de oxígeno tiene seis electrones de valencia y se esfuerza en tener ocho. Para conseguir el octeto, cada átomo de oxígeno debe compartir dos electrones con el otro, formando de este modo un **enlace doble**. También es posible compartir tres pares de electrones, formando un **enlace triple** para conseguir un octeto.

Ejemplo resuelto 4

Dibujar la estructura de Lewis para el enlace covalente del N_2 .

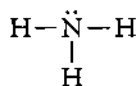
SOLUCIÓN Cada átomo de N tiene cinco electrones de valencia y necesita tres para completar un octeto. Compartiendo tres electrones cada uno y formando un enlace triple, ambos átomos de N obtienen un octeto de electrones de valencia.



Práctica 8.4

Dibujar el enlace covalente del amoníaco, NH_3 .

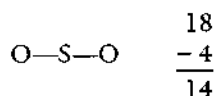
RESPUESTA



Las estructuras de Lewis de las moléculas complejas no se pueden determinar simplemente intentando llenar los sitios vacantes en la estructura de puntos de Lewis de los átomos individuales. Se debe seguir una serie de normas, expuestas abajo, para obtener la estructura adecuada. Para ilustrar cada paso se ha utilizado el dióxido de azufre (SO_2), el compuesto que confiere su olor característico a una cerilla al quemarse. No es necesario escribir la estructura de puntos de Lewis de cada átomo, como se realiza para los compuestos sencillos.

Paso 1. Determinar el número total de electrones de valencia en el compuesto. Para moléculas neutras, *añadir* los electrones de valencia de cada átomo. Para cationes poliatómicos, *sustraer* la magnitud de carga del ion del número total de electrones de valencia, debido a que los electrones se *pierden* en la formación del catión. Para aniones poliatómicos, *añadir* la magnitud de carga del ion al número total de electrones de valencia, debido a que se *ganan* electrones en la formación de aniones. En el ejemplo del SO_2 hay tres electrones de valencia del azufre y seis electrones de valencia de cada uno de los dos átomos de oxígeno, en total $6 + 2 \times 6 = 18$.

Paso 2. Dibujar una estructura esquelética que consista en enlaces sencillos desde el átomo central hacia cada átomo exterior. Sustraer dos electrones por cada enlace sencillo usado de un número total de electrones de valencia. El primer átomo en una fórmula es generalmente el átomo central. El hidrógeno *nunca* es un átomo central.



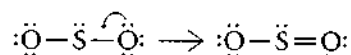
Paso 3. Colocar pares de electrones alrededor de los átomos exteriores para ofrecer cada átomo un octeto de electrones. Sustraer los electrones usados del total disponible. El hidrógeno necesita sólo un dueto (dos electrones en total). Debido a que no son parte de un enlace, estos pares de electrones se llaman **par solitario** o **par no enlazante**.

$$\begin{array}{r} \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ 18 \\ -4 \\ \hline 14 \\ -12 \\ \hline 2 \end{array}$$

Paso 4. Si hay electrones sobrantes, colocarlos como pares solitarios en el átomo central.

$$\begin{array}{r} \text{:}\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}\text{:} \\ 18 \\ -4 \\ \hline 14 \\ -12 \\ \hline 2 \\ -2 \\ \hline 0 \end{array}$$

Paso 5. Si, y sólo si, el átomo central no tiene un octeto de electrones resultado de los pasos 1 a 4, formar un enlace doble moviendo un par solitario de electrones de uno de los átomos exteriores. (Usar un enlace triple únicamente si un doble enlace con otro átomo exterior no produce la estructura deseada con octetos alrededor de todos los átomos).



La estructura obtenida con este procedimiento no podría determinarse simplemente examinando las estructuras de Lewis sencillas de los átomos individuales. En general, siempre que una molécula tiene tres o más átomos es mejor usar estas normas.

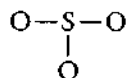
Ejemplo resuelto 5

Dibujar la estructura de Lewis para el SO_3 .

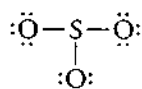
SOLUCIÓN

Paso 1. El número total de electrones de valencia es $6 + 3 \times 6 = 24$.

Paso 2. La estructura esquelética tiene tres enlaces sencillos, por ello hay que sustraer seis electrones del número total de electrones de valencia: $24 - 6 = 18$.

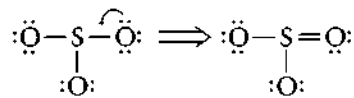


Paso 3. Completar el octeto de los átomos exteriores y sustraer el número de electrones usados del total de electrones de valencia restantes: $18 - 18 = 0$.



Paso 4. Como no hay electrones que sobren para colocar en el átomo central, el diagrama no cambia.

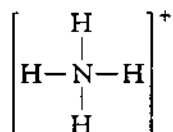
Paso 5. Completar el octeto del átomo central formando enlaces múltiples:



Práctica 8.5

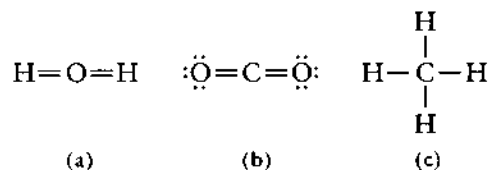
Dibujar la estructura de Lewis del ion amonio, NH_4^+ .

RESPUESTA



Ejemplo resuelto 6

Observar estas estructuras de Lewis y decir si contienen errores.

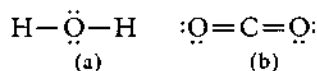


SOLUCIÓN La estructura (a) es incorrecta porque los átomos de hidrógeno no pueden tener dobles enlaces. La estructura (b) es incorrecta porque los átomos de oxígeno no pueden tener 10 electrones de valencia. La estructura (c) es correcta.

Práctica 8.6

Dibujar las estructuras de Lewis correctas del Ejemplo resuelto 6.

RESPUESTA



8.4 | Estructuras resonantes

En la Sección 7.5, el anillo bencénico se presentó como un componente estructural importante en química orgánica. El benceno es uno de los componentes de la gasolina y puede estar presente en una muestra de la escena de un incendio provocado. Sin embargo, la simple presencia de benceno no indica que un incendio sea provocado. El benceno y otros compuestos que contienen un anillo bencénico están presentes en muchos limpiadores domésticos y en algunos plásticos.

Ya hemos visto que el anillo bencénico puede estar representado por dos estructuras equivalentes, llamadas estructuras resonantes. Para entender la naturaleza de las *estructuras resonantes* en mayor profundidad, veremos ahora más a fondo las del benceno, mostradas en la Figura 8.6. Los átomos de carbono están numerados para facilitar su explicación.



Objetivo de aprendizaje

Dibujar estructuras resonantes de compuestos que tienen estructuras múltiples de Lewis equivalentes, representando correctamente los enlaces en un compuesto.

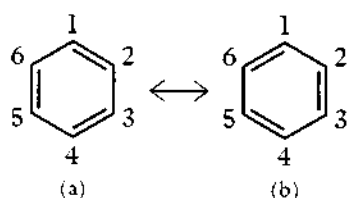


Figura 8.6 Estructuras resonantes del benceno.

La única diferencia entre las estructuras (a) y (b) es que la localización de los dobles enlaces está cambiada entre átomos de carbono adyacentes. Las estructuras son equivalentes porque simplemente se puede rotar la estructura (a) en el sentido de las agujas de reloj y sería indistinguible de la estructura (b).

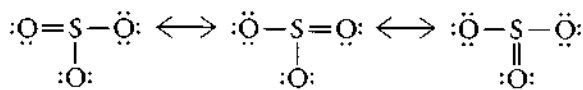
Sin embargo, en una estructura resonante se observa algo más que la capacidad de rotar de la molécula. Considerar los enlaces en la estructura (a) entre C_1 y C_2 y entre C_1 y C_6 . Si todos los átomos de carbono tienen idéntica reactividad química, ¿por qué en la molécula de benceno un átomo de carbono formaría un doble enlace y el otro átomo de carbono un enlace simple? La estructura real del benceno se encuentra en una situación entre las estructuras (a) y (b). No hay dobles enlaces rotando en el benceno. Se pueden ver los dobles enlaces como enlaces secundarios parciales por todo el anillo entero. Otra manera de describir el enlace es decir que los seis electrones están deslocalizados en todo el anillo y compartidos por igual por los seis carbonos.

En la Figura 8.7 se muestra un modelo generado por ordenador del benceno representando el enlace en la molécula.

Ejemplo resuelto 7

Dibujar las tres estructuras de Lewis mostrando las estructuras resonantes del trióxido de azufre (SO_3).

SOLUCIÓN La estructura de Lewis del trióxido de azufre se obtuvo en el Ejemplo resuelto 5. La localización del doble enlace puede ocurrir en cualquiera de los átomos de oxígeno, porque todos son equivalentes.



Práctica 8.7

Dibujar las dos estructuras de Lewis mostrando las estructuras resonantes para el dióxido de azufre (SO_2).

RESPUESTA

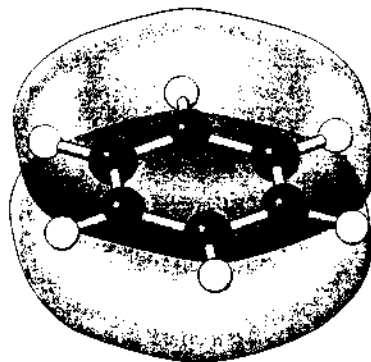
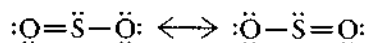


Figura 8.7 Las moléculas de benceno se muestran horizontalmente para revelar la forma deslocalizada de la densidad de electrones por encima y por debajo del plano de los átomos de carbono.

8.5 | Teoría VSEPR

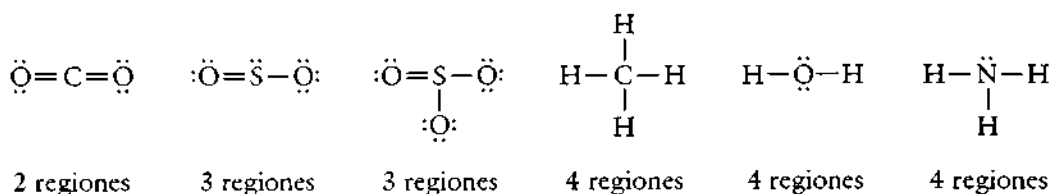
El nitrato de amonio fue uno de los ingredientes usados en la bomba del Edificio Federal Murrah en Oklahoma City, y es un compuesto iónico bastante simple. La geometría de las estructuras más complejas, como la del LSD (del Caso en estudio), se determina por la localización tridimensional de cada átomo que la compone, los cuales se pueden pronosticar por la **teoría de la repulsión del par de electrones de la órbita de valencia** (teoría VSEPR, acrónimo del inglés: *Valence Shell Electron Pair Repulsion*). Esta teoría se basa en el principio de que los electrones en los enlaces y en los pares solitarios se repelen unos a otros, y en consecuencia se mueven tan lejos unos de otros como les es posible. Para usar la teoría VSEPR es necesario empezar con la estructura de Lewis adecuada. Entonces, la forma de la molécula se puede determinar aplicando los principios de la teoría VSEPR. Las formas de las moléculas complejas se pueden visualizar muchas veces en el ordenador con modelos de *software*.

Un error común de los estudiantes es mirar la estructura de Lewis que han dibujado y asumir que la geometría de la molécula se determina por la apariencia de la estructura de Lewis. Por ejemplo, debido a que la estructura de Lewis para el agua es $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$, algunos estudiantes indican incorrectamente que ésta es una molécula lineal. Sin embargo, se sabe por pruebas experimentales que la forma molecular de una molécula de agua está curvada, no es lineal. Esta geometría se puede predecir con exactitud siguiendo las normas de la teoría VSEPR.

Otro punto de importancia es que la teoría VSEPR proporciona primero información de la **geometría electrónica** (la localización de los *electrones* de valencia), y con esta información se determina luego la **geometría molecular** (la localización de los *átomos* en la molécula). La geometría electrónica y la geometría molecular pueden ser diferentes. Como se verá, la diferencia depende de la presencia o ausencia de pares de electrones solitarios en el átomo central de la molécula. Los pasos para determinar las geometrías electrónicas se indican a continuación. Las normas para determinar las geometrías moleculares se proporcionarán después de estos pasos.

Paso 1. Dibujar la estructura de Lewis de la molécula. (¡Es esencial empezar con la estructura de Lewis correcta!)

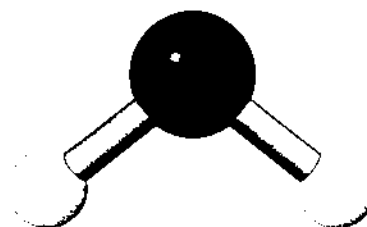
Paso 2. Determinar cuántas regiones de densidad electrónica están próximas al átomo central. Una **región electrónica** es un juego de pares de electrones solitarios, un enlace sencillo, un doble enlace o un triple enlace. Los siguientes ejemplos muestran cómo determinar el número de regiones electrónicas:



Paso 3. Determinar la geometría electrónica de las descripciones mostradas en la Figura 8.8. (Obsérvese que las líneas representan ahora regiones electrónicas, *no* enlaces sencillos.)

Objetivo de aprendizaje

Predecir la forma tridimensional de una molécula.



El agua (H_2O) tiene una geometría molecular curvada.

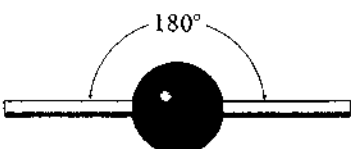
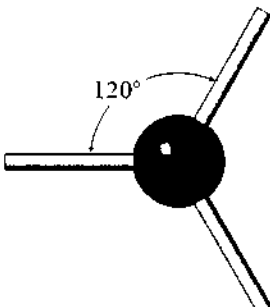
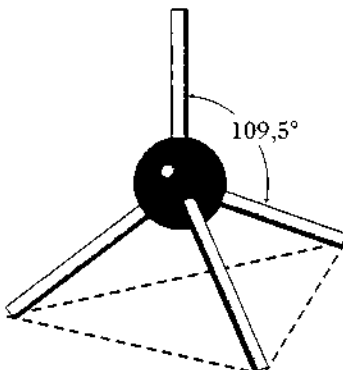
| Regiones electrónicas | Esquema | Geometría electrónica |
|-----------------------|---|-----------------------|
| 2 regiones |  | Lineal |
| 3 regiones |  | Trigonal plana |
| 4 regiones |  | Tetraédrica |

Figura 8.8 Determinación de la geometría electrónica a partir de la estructura de Lewis y el número de regiones electrónicas.

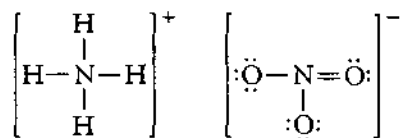
Cuando dos regiones electrónicas rodean al átomo central, están lo más lejos posible si entre ellas hay un ángulo de 180° . Esto se llama distribución **lineal** porque las dos regiones electrónicas están situadas en línea. Cuando se añade una tercera región electrónica al átomo central, los ángulos entre las regiones cambian a 120° para maximizar la distancia entre ellas. Esta distribución se llama **trigonal plana** porque las tres regiones electrónicas están localizadas en el mismo plano geométrico y los vértices de cada región forman un triángulo. Cuando una cuarta región electrónica se localiza alrededor del átomo central, el ángulo óptimo entre las regiones es $109,5^\circ$, con la forma de un tetraedro. La forma resultante se llama **tetraédrica**, del prefijo *tetra-* que significa “cuatro”. Se han añadido las líneas verdes a trazos que conectan la parte inferior de las tres regiones del tetraedro para ayudar a visualizar su forma tridimensional.

Ejemplo resuelto 8

Determinar la geometría electrónica de los dos iones en el potencialmente explosivo nitrato de amonio (NH_4NO_3).

SOLUCIÓN

Paso 1. Las estructuras de Lewis para los dos iones son



Paso 2. En NH_4^+ hay cuatro regiones electrónicas y en NO_3^- hay tres regiones electrónicas.

Paso 3. En la Figura 8.8 puede verse que la geometría electrónica del NH_4^+ es tetraédrica y la geometría electrónica del NO_3^- es trigonal plana.

Práctica 8.8

Determinar la geometría electrónica del triyoduro de nitrógeno, NI_3 , una molécula potencialmente explosiva.

RESPUESTA

Hay cuatro regiones electrónicas, y la geometría electrónica es tetraédrica.



Modelos de los iones amonio y nitrato.

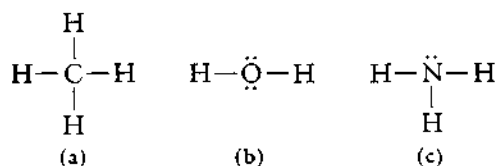
Una vez conocida la geometría electrónica, el siguiente paso es determinar la forma molecular observando la localización de los átomos exteriores en relación con el átomo central. El concepto clave para recordar durante esta parte del proceso es que los pares de electrones solitarios, si están presentes, ayudan a que los átomos permanezcan en las posiciones que ocupan, pero no se consideran parte de la geometría molecular. Si no están presentes, la geometría molecular es idéntica a la geometría electrónica.

La Figura 8.9 muestra la relación entre el número de regiones electrónicas en una molécula y la geometría resultante. La geometría de una molécula que tiene tres regiones electrónicas alrededor del átomo central con tres átomos exteriores es idéntica a la geometría electrónica, trigonal plana, porque cada región termina con un átomo. Sin embargo, la geometría de una molécula que tiene tres regiones electrónicas alrededor del átomo central con una de ellas formando un par de electrones solitario es diferente. La geometría de esta molécula (señalada en verde) se llama **curvada** debido a la forma molecular global.

De modo similar, si una molécula tiene una geometría electrónica tetraédrica y cuatro regiones electrónicas rodeando un átomo central, la geometría molecular será también tetraédrica. Sin embargo, si una de las cuatro regiones es un par de electrones solitarios y no un átomo, la geometría molecular cambiará. La nueva geometría se llama **trigonal piramidal**. Si dos de las cuatro regiones electrónicas están ocupadas por pares de electrones solitarios, los átomos restantes toman la forma de la geometría molecular curvada.

Ejemplo resuelto 9

Determinar la geometría molecular de cada una de las siguientes estructuras de Lewis:



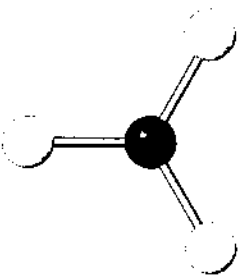
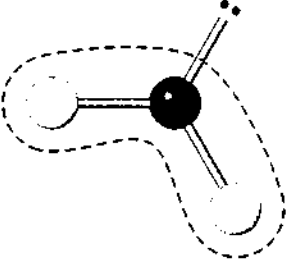
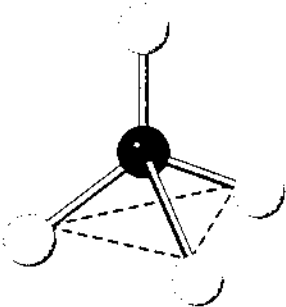
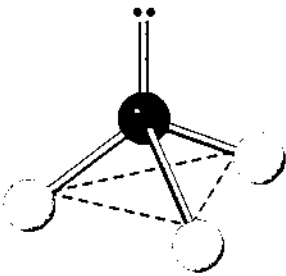
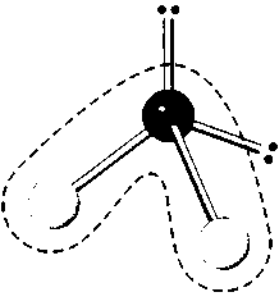
| Regiones electrónicas | Número de pares solitarios | Esquema | Geometría molecular |
|-----------------------|----------------------------|--|---------------------|
| 3 | 0 |  | Trigonal plana |
| 3 | 1 |  | Curvada |
| 4 | 0 |  | Tetraédrica |
| 4 | 1 |  | Trigonal piramidal |
| 4 | 2 |  | Curvada |

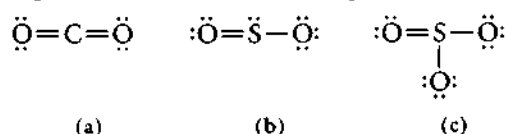
Figura 8.9 Relación entre el número de regiones electrónicas y la geometría molecular.

SOLUCIÓN

- (a) Hay cuatro regiones electrónicas sin pares de electrones solitarios. Esto significa que la geometría molecular es tetraédrica.
- (b) Hay cuatro regiones electrónicas con dos pares de electrones solitarios. Esto significa que la geometría molecular es curvada.
- (c) Hay cuatro regiones electrónicas con un par de electrones solitarios. Esto significa que la geometría molecular es trigonal piramidal.

Práctica 8.9

Determinar la geometría molecular de las siguientes estructuras de Lewis.



(a)

(b)

(c)

RESPUESTA

- (a) Lineal
- (b) Curvada
- (c) Trigonal plana

8.6 | Polaridad de los enlaces y las moléculas

La polaridad de una molécula afecta a muchas variables físicas, tales como qué disolventes pueden disolverla, los puntos de fusión y ebullición de la sustancia pura, y cómo interaccionará con otra molécula durante la cromatografía, por nombrar algunas. La polaridad de un enlace se determina por la diferencia en la electronegatividad de los dos átomos que están enlazados. Recordar que la electronegatividad es la capacidad de un átomo para “tirar” hacia él de los electrones compartidos en un enlace covalente. La electronegatividad de los elementos aumenta de abajo arriba en las columnas de la tabla periódica y de izquierda a derecha en los grupos. El flúor tiene la mayor electronegatividad y los gases nobles tienen electronegatividad cero. Los gases nobles tienen llena la capa de electrones de valencia y no forman enlaces covalentes. La Tabla 8.1 muestra la electronegatividad relativa de los elementos no metálicos, donde el flúor tiene el valor máximo de 4,0.

**Objetivo de aprendizaje**

Determinar la polaridad y la solubilidad de los compuestos.

Tabla 8.1 Electronegatividad de los elementos no metálicos.

| Elemento | Electronegatividad relativa |
|-----------|-----------------------------|
| Flúor | 4,0 |
| Oxígeno | 3,5 |
| Cloro | 3,0 |
| Nitrógeno | 3,0 |
| Bromo | 2,8 |
| Carbono | 2,5 |
| Azufre | 2,5 |
| Yodo | 2,5 |
| Selenio | 2,4 |
| Hidrógeno | 2,1 |
| Fósforo | 2,1 |

Un **enlace covalente no polar** entre dos átomos se produce cuando la electronegatividad de ambos es igual. Los electrones compartidos son atraídos de forma equivalente por los dos átomos. Los enlaces covalentes no polares se producen entre moléculas biatómicas, tales como el gas nitrógeno (N_2) y el gas oxígeno (O_2), y se puede pensar que se producen entre átomos de diferente electronegatividad, mientras que la diferencia en las electronegatividades sea entre 0,0 y 0,3.

Un **enlace covalente polar** se produce cuando la diferencia de electronegatividades está entre 0,4 y 1,9. Cuánto mayor sea la diferencia en las electronegatividades, más fuertemente serán atraídos los electrones compartidos hacia el átomo con mayor electronegatividad. Si la diferencia en las electronegatividades es mayor que 2,0, el enlace se considera iónico.

Ejemplo resuelto 10

¿Los siguientes enlaces son covalentes no polares o covalentes polares?

- (a) C—S
- (b) S—H
- (c) N—Br
- (d) O—P

SOLUCIÓN

- (a) La diferencia de electronegatividad es $2,5 - 2,5 = 0$, y por tanto es un enlace covalente no polar.
- (b) La diferencia de electronegatividad es $2,5 - 2,1 = 0,4$, y por tanto es un enlace covalente polar.
- (c) La diferencia de electronegatividad es $3,0 - 2,8 = 0,2$, y por tanto es un enlace covalente no polar.
- (d) La diferencia de electronegatividad es $3,5 - 2,1 = 1,4$, y por tanto es un enlace covalente polar.

Práctica 8.10

¿Qué elemento en los enlaces del Ejemplo resuelto 10 tendrá una carga parcialmente negativa?

RESPUESTA

- (a) Ninguno
- (b) Azufre
- (c) Ninguno
- (d) Oxígeno

Una idea falsa sobre los enlaces covalentes polares y no polares es la suposición de que los compuestos no polares contienen enlaces covalentes no polares y los compuestos polares contienen enlaces covalentes polares. Este *no* es el caso. La Figura 8.10a muestra un enlace covalente polar entre el carbono y el cloro. La densidad electrónica se va hacia el átomo de cloro, como indican las flechas. Cuando se determina la polaridad de una molécula como el tetracloruro de carbono (CCl_4), es imprescindible examinar la geometría de la molécula. La Figura 8.10b muestra que la densidad electrónica se está colocando en todas direcciones por igual en la geometría tetraédrica. Cuando

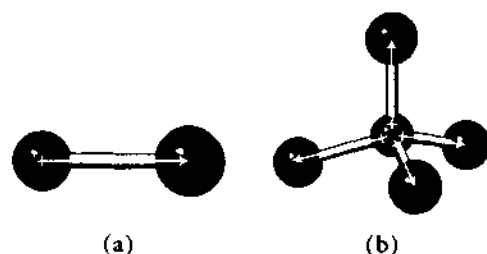


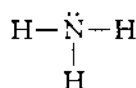
Figura 8.10 Polaridad del enlace y la molécula. El enlace entre el carbono (negro) y el cloro (verde) mostrado en la parte (a) es polar por naturaleza debido a la mayor electronegatividad del átomo de cloro, que tira de la densidad electrónica hacia él. La molécula de tetracloruro de carbono mostrada en la parte (b) es no polar porque las polaridades de los cuatro enlaces carbono-cloro se anulan de hecho unas a otras.

la densidad electrónica se coloca en todas direcciones por igual, el resultado neto es una molécula no polar. Si la densidad electrónica de una molécula no se distribuye simétricamente, la molécula es polar. Cualquier molécula cuyo átomo central contenga pares de electrones solitarios también tiende a ser polar.

Ejemplo resuelto 11

Dibujar la estructura de Lewis del amoníaco (NH_3) y determinar si esta molécula es polar o no.

SOLUCIÓN La estructura de Lewis para el amoníaco tiene ocho electrones de valencia, de los cuales seis se usan para formar los enlaces con el hidrógeno y los dos restantes se colocan en el átomo de nitrógeno como un par de electrones solitarios:



La geometría molecular de una molécula con cuatro regiones electrónicas y un par de electrones solitarios es trigonal piramidal. La electronegatividad del nitrógeno es mayor que la del hidrógeno, dibujando la carga negativa parcial hacia el par de electrones solitarios, y produciendo una molécula polar como se muestra a la derecha.

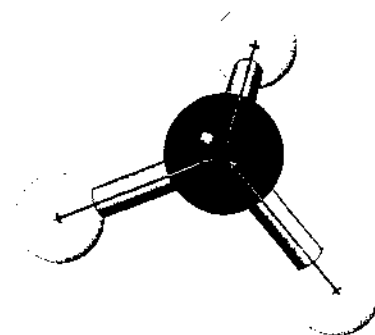
Práctica 8.11

¿Qué geometrías moleculares producirán siempre una molécula polar?

RESPUESTA

Curvada y trigonal piramidal.

Asignar un término como *polar* o *no polar* a una molécula es una excesiva simplificación del fenómeno físico que la rodea. Algunas moléculas, como el agua, son muy polares, mientras que otras, como el hexano, son muy no polares. Hay numerosas variables, tales como el tamaño y los grupos funcionales ligados, que determinan la polaridad de una molécula. La Tabla 8.2 muestra algunos compuestos comunes e indica su polaridad en una escala relativa, siendo 0 no polar y 9 polar. La solubilidad es la máxima cantidad de compuesto que puede disolverse en agua.



El amoníaco tiene una geometría electrónica tetraédrica con una geometría molecular trigonal piramidal. Hay un par de electrones solitarios en el átomo de nitrógeno, y la densidad electrónica se dirige toda hacia una parte de la molécula. El amoníaco es polar.

Tabla 8.2 Polaridad de los disolventes orgánicos comunes.

| Compuesto | Índice de polaridad | Solubilidad en agua (%) |
|------------|---------------------|-------------------------|
| Hexano | 0,0 | 0,001 |
| Pentano | 0,0 | 0,004 |
| Tolueno | 2,4 | 0,051 |
| Benceno | 2,7 | 0,18 |
| 1-butanol | 4,0 | 0,43 |
| 1-propanol | 4,4 | 100 |
| 2-butanona | 4,7 | 24 |
| Propanona | 5,1 | 100 |
| Etanol | 5,2 | 100 |
| Agua | 9,0 | 100 |

En La Tabla 8.2 es evidente que los alcanos son extremadamente no polares y son prácticamente insolubles en agua. La adición de un grupo funcional alcohol a la cadena de carbonos aumenta sustancialmente la polaridad y la solubilidad en agua del compuesto. Obsérvese, sin embargo, que la adición de un átomo de carbono al 1-propanol para formar 1-butanol produce una disminución drástica de la polaridad y de la solubilidad. Este patrón se repite cuando se añade un grupo funcional cetona en la cadena de carbonos, como se ilustra con la propanona y la 2-butanona.

La polaridad de los compuestos orgánicos disminuye con el aumento de la longitud de la cadena de carbonos. La polaridad también viene determinada por el grupo funcional que contiene la molécula. La polaridad relativa de los compuestos orgánicos se puede describir como sigue:

Alcanos < Aromáticos < Éteres < Ésteres < Aldehídos ≈ Cetonas < Aminas < Alcoholes < Ácidos carboxílicos < Agua

Ejemplo resuelto 12

Colocar los siguientes compuestos en orden de aumento de su polaridad: butanal, pentanal, etanal y propanal.

SOLUCIÓN Debido a que todos los compuestos tienen el mismo grupo funcional (aldehído), la diferencia en la polaridad se basa en el número de átomos de carbono: pentanal < butanal < propanal < etanal.

Práctica 8.12

Colocar los siguientes compuestos en orden de aumento de su polaridad: etanal, ácido etanoico, etanol y etano.

RESPUESTA

Etano < etanal < etanol < ácido etanoico

Objetivo de aprendizaje

Describir cómo se puede utilizar la geometría molecular de los carbonos individuales para visualizar moléculas grandes.

8.7 Geometría molecular de las drogas

La metanfetamina es una molécula interesante para volver a tratar ahora qué conceptos de geometría molecular se pueden añadir a la explicación. Obsérvense los dos compuestos de la Figura 8.11: *d*-metanfetamina y *l*-metanfetamina. Se han omitido la mayoría de los átomos de hidrógeno para

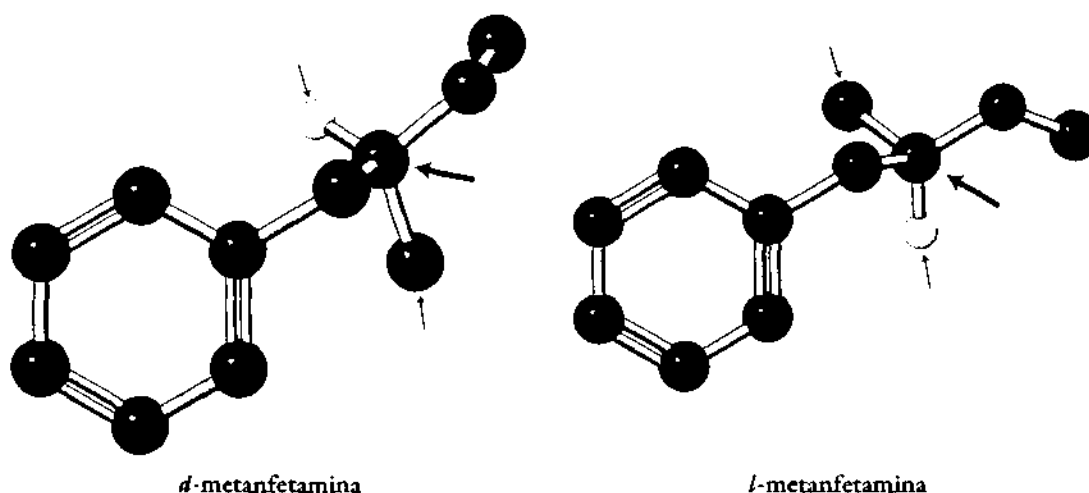


Figura 8.11 Estructuras tridimensionales de la metanfetamina. La droga ilegal *met* se refiere específicamente a la *d*-metanfetamina, que difiere de su isómero por la orientación especial de los cuatro átomos agregados al átomo de carbono indicado por la flecha grande.

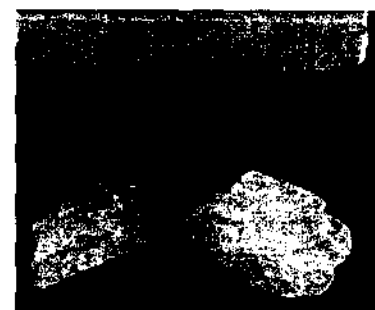
que el modelo sea más fácil de visualizar. El único átomo de hidrógeno mostrado es uno ligado al átomo de carbono, indicado por la flecha grande en cada molécula. La diferencia entre las dos estructuras se puede ver fijándose en la posición de los átomos de hidrógeno y carbono. En ambas moléculas el átomo de carbono tiene cuatro enlaces sencillos rodeándolo y muestra una geometría tetraédrica. Pero las estructuras moleculares no son idénticas. Se puede ver que en las dos moléculas el grupo metilo y el grupo hidrógeno apuntan en diferentes direcciones.

Cuando cuatro átomos o un grupo de átomos diferentes se enlazan con un carbono tetraédrico, los dos tipos de estructuras son posibles. Estas estructuras son isómeros especiales, llamados **estereoisómeros**, y ocurren cuando dos compuestos comparten la misma fórmula química y las mismas conexiones entre los átomos pero muestran diferencias en la forma en que sus átomos se colocan tridimensionalmente, como se muestra en la figura. ¿Este pequeño cambio produce una diferencia real? La *d*-metanfetamina es una droga ilegal extremadamente adictiva; la *l*-metanfetamina es uno de los ingredientes del *VapoRub*, usado para aliviar la congestión nasal, ¡y no tiene ninguno de los efectos estimulantes de la *d*-metanfetamina! Los métodos para determinar si un estereoisómero es la forma *d*- o *l*- está fuera del alcance de este texto. Sin embargo, estos estereoisómeros son un ejemplo excelente de la importancia de la forma de las moléculas de droga.

En el pasado, los traficantes de metanfetamina apelaban algunas veces su condena basándose en una simple cuestión legal: los fiscales no podían probar que los traficantes vendían *d*-metanfetamina, y ellos decían que en realidad vendían *l*-metanfetamina, un delito con una sentencia mucho menos severa. Por supuesto, su prueba estaba normalmente limitada a afirmar que ellos no tenían suficiente experiencia para saber que la metanfetamina que estaban vendiendo era una sustancia ilegal. Esta apelación rara vez tuvo éxito, y además se cambiaron las leyes de modo que se aplicaran las mismas directrices en las sentencias para los dos estereoisómeros de la metanfetamina. Las nuevas leyes hicieron que el *VapoRub* para los resfriados fuera el único método legal de poseer *l*-metanfetamina.



Un producto *VapoRub* que contiene *l*-metanfetamina. (Elyse Rieder)



Cristales de *d*-metamfetamina. (U.S. Drug Enforcement Administration)

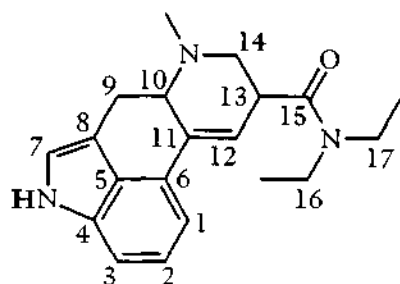


Figura 8.12 Estructura del LSD con los átomos de carbono numerados para determinar la geometría global de la molécula de droga.

Es necesario entender la estructura del LSD para comprender las pruebas científicas en el Caso en estudio de la Gelatina vengadora. La Figura 8.12 muestra la estructura química del LSD. Los carbonos están numerados como referencia para establecer la forma de la molécula. Recordar que los átomos de carbono deben tener cuatro enlaces, y cualquier enlace no específicamente dibujado se supone que es con un átomo de hidrógeno. Los átomos de nitrógeno contienen cada uno un par de electrones solitarios que se deben tener en cuenta cuando se determina la geometría molecular.

Considerar los átomos de carbono C_1 a C_6 . El átomo C_1 tiene tres enlaces dibujados, y por tanto debe tener un cuarto enlace con un hidrógeno. Las tres regiones electrónicas alrededor de C_1 forman una geometría trigonal plana. Los átomos C_2 y C_3 tienen el mismo enlace que C_1 y la misma geometría trigonal plana. El átomo C_4 tiene cuatro enlaces dibujados con tres regiones electrónicas, las cuales indican que la geometría local sobre el C_4 es también trigonal plana. Los átomos C_5 y C_6 tienen los enlaces distribuidos de forma idéntica a los del C_4 y su geometría es trigonal plana. Debido a que los seis átomos de carbono son de geometría trigonal plana, esta parte de la molécula es plana, una característica de las estructuras de los anillos bencénicos.

Seguiremos analizando de esta manera las geometrías electrónicas que rodean a todos los átomos del LSD. Sin embargo, visualizar hasta este punto una molécula grande es un reto incluso para la mayoría de los químicos expertos, quienes normalmente usan sus ordenadores como ayuda para determinar la estructura de las moléculas. Algunos investigadores utilizan ahora imágenes generadas por ordenador en cámaras de realidad virtual, que permiten explorar las estructuras moleculares desde la ventajosa posición de estar dentro de las moléculas. Después de examinar la molécula de LSD con un poco más de detalle, veremos imágenes tridimensionales para tener una idea mejor de la estructura completa.

Ejemplo resuelto 13

Identificar cada carbono que está colocado en una geometría tetraédrica en la molécula de LSD.

SOLUCIÓN Una geometría tetraédrica, indicada por un átomo de carbono con cuatro regiones electrónicas, está limitada a que estos átomos de carbono estén conectados por enlaces sencillos. (Recordar que los átomos de hidrógeno están presentes, pero no se muestran en los átomos de carbono y sólo se han dibujado tres enlaces sencillos.) Los átomos de carbono C_9 , C_{10} , C_{13} y C_{14} tienen geometría tetraédrica.

Práctica 8.13

¿Cuál es la geometría local de los enlaces que rodean a cada átomo de nitrógeno presente en el LSD?

RESPUESTA
Tetraédrica

La forma de la molécula de LSD es una acumulación de geometrías locales de cada átomo. Considerar que las cuatro estructuras de anillo que constituyen el lado izquierdo de la molécula (C_1 a C_{14}) tienen 10 átomos con geometría trigonal plana. Es correcto suponer que los anillos forman



Un científico investigando la interacción de una porción sencilla de DNA (azul) y la proteasa del VIH (púrpura) usando una cámara de realidad virtual. (G. Thompson/Photo Researchers, Inc.)

una porción principalmente plana de la molécula. La parte derecha de la molécula de LSD consiste en una región ramificada (C_{15} a C_{17}). La geometría molecular de los átomos individuales en esta región consiste en un átomo trigonal plano sencillo (C_{15}), y los restantes (C_{16} y C_{17}) tienen una geometría tetraédrica. Puesto que los átomos no están ni mucho menos obligados a formar una estructura en anillo, es razonable suponer que las ramificaciones no forman una geometría plana sencilla.

La Figura 8.13 muestra dos vistas tridimensionales diferentes del LSD. La primera presenta la molécula de modo similar a la fórmula estructural dada en la Figura 8.12. La segunda ilustra el cambio drástico en la geometría, desde las estructuras de anillos a la porción ramificada de la molécula.

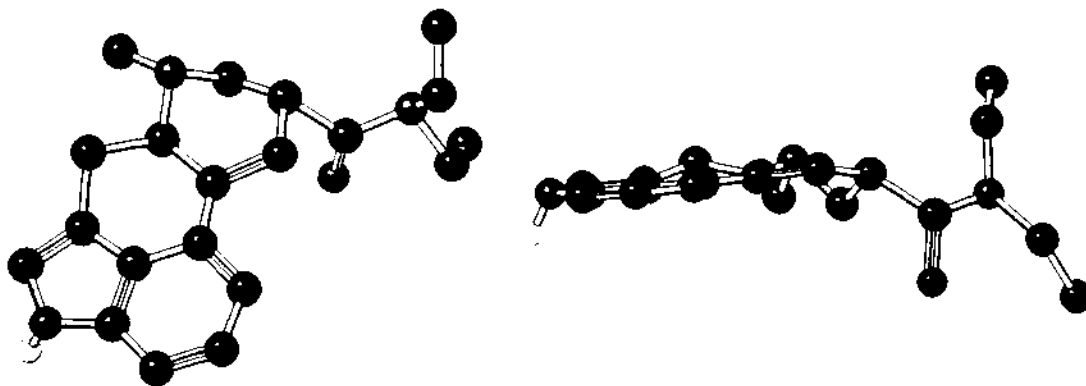


Figura 8.13 Modelos del LSD. Modelos tridimensionales del LSD rotados para destacar la forma molecular.

8.8 | Los receptores de drogas y la química del cerebro

Objetivo de aprendizaje

Describir cómo interaccionan las moléculas de droga con las neuronas para producir un “subidón” o excitación placentera.

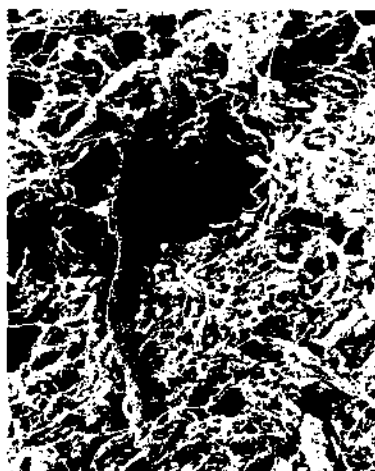


Imagen de una neurona (en rojo) obtenida con microscopia electrónica de barrido. (Quest/Photo Researchers, Inc.)

Muchas drogas ilegales alteran los procesos bioquímicos que tienen lugar en el cerebro. Uno de los peligros del abuso de estas drogas es que pueden causar cambios permanentes en el funcionamiento normal de las células del cerebro. La forma tridimensional de las moléculas de droga influye en su interacción con el cerebro humano. Antes de explorar esta interacción debemos saber cómo funciona el sistema nervioso central.

Unos 100 000 millones de células nerviosas, llamadas **neuronas**, forman el sistema nervioso humano. Las neuronas se comunican unas con otras mediante una señal eléctrica, llamada **potencial de acción**, de una célula a la siguiente. El extremo de una neurona contiene pequeños paquetes de productos químicos llamados **neurotransmisores**, los cuales pueden viajar fuera de la neurona, cruzar un pequeño espacio y llegar a la siguiente neurona. Cuando un neurotransmisor se une con otra neurona, produce el potencial de acción para continuar su paso hacia una localización específica en el cerebro humano. La Figura 8.14 ilustra el proceso. El potencial de acción provoca la liberación de los neurotransmisores desde la neurona de arriba. Los neurotransmisores viajan por difusión hacia los lugares de recepción de la segunda neurona, completando la transmisión del potencial de acción. Las moléculas neurotransmisoras vuelven entonces a la neurona original a través de canales ascendentes y se reciclan para usarse con el siguiente potencial de acción. El proceso entero ocurre en microsegundos.

Las drogas ilegales alteran la mente por diferentes mecanismos. La cocaína funciona interfiriendo la recaptación de los neurotransmisores, como se muestra en la parte derecha de la Figura 8.14. Las moléculas de cocaína bloquean

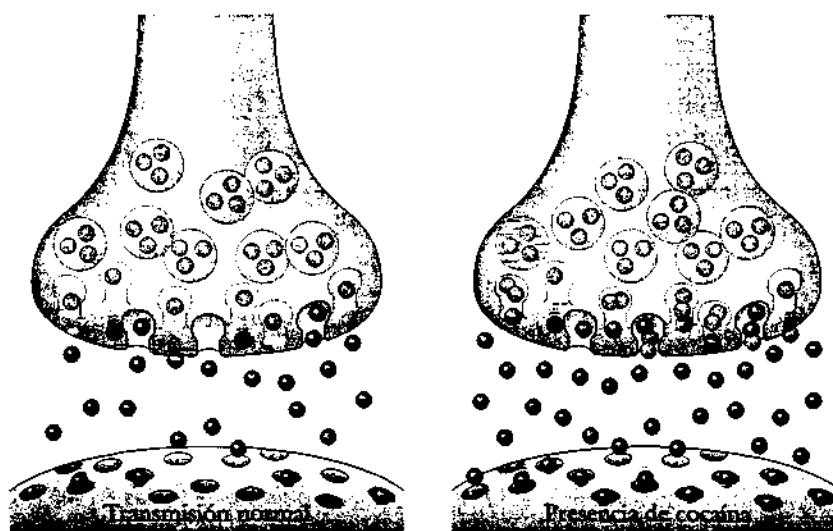


Figura 8.14 Comunicación neuronal. Los neurotransmisores (en azul) son compuestos químicos liberados por una neurona que se difunden a través de un pequeño espacio hacia los receptores de otra neurona. Este proceso permite la comunicación entre neuronas. Una vez que el neurotransmisor ha enviado una señal al receptor vuelve de nuevo a la neurona original, entra por los canales de recaptación y se almacena para un uso futuro. Las moléculas de cocaína (mostradas en amarillo) obstruyen los canales e impiden que los neurotransmisores liberados vuelvan a la neurona. Esto llena el espacio de neurotransmisores, que entonces aumentan la señal que se está enviando.

la recaptación de los neurotransmisores, un proceso que llena el hueco entre las células con un exceso de moléculas neurotransmisoras y hace que la señal se amplifique. Debido a que las células nerviosas afectadas están en la región sensible al placer del cerebro, la persona que ha tomado cocaína experimenta un “subidón” o excitación placentera.

Aunque al final las moléculas de cocaína se eliminan, el sistema no vuelve completamente a la normalidad. La gente que usa drogas ilegales adquiere una tolerancia por la que cada vez requiere dosis mayores para continuar produciendo el mismo efecto agradable. El usuario debe tomar más cocaína para obstruir más canales ascendentes y producir una gran concentración de neurotransmisores, que sea suficiente para conseguir el mismo nivel de sensación. Estas grandes dosis tienen un efecto perjudicial para las neuronas. Cuando la gente deja de tomar drogas, el daño producido en las neuronas no se puede reparar. Ello puede causar una depresión debido a que las neuronas sensibles al buen humor ya no funcionan correctamente bajo la liberación normal de neurotransmisores.

¿Cómo interfiere exactamente la cocaína en la recaptación de los neurotransmisores? El canal ascendente de la neurona es una porción de la membrana celular que funciona como un túnel de un sentido para los neurotransmisores. Las paredes del túnel son tiras de moléculas de proteínas dispuestas de modo que los neurotransmisores de un tamaño y forma particulares pueden pasar a su través. La cocaína tiene la capacidad de alojarse en ese túnel, bloqueando los neurotransmisores que vuelven a la célula. Para bloquear este túnel, las moléculas de cocaína deben interactuar fuertemente con porciones de las moléculas de proteína mediante fuerzas intermoleculares. La estructura tridimensional de la cocaína hace que sea posible esta interacción, como puede verse en la Figura 8.15, donde las cintas rojas en espiral representan las moléculas de proteína formando el canal ascendente de los neurotransmisores. Las partes clave de las moléculas están dibujadas como modelos moleculares. La molécula de cocaína está destacada para ilustrar su localización.

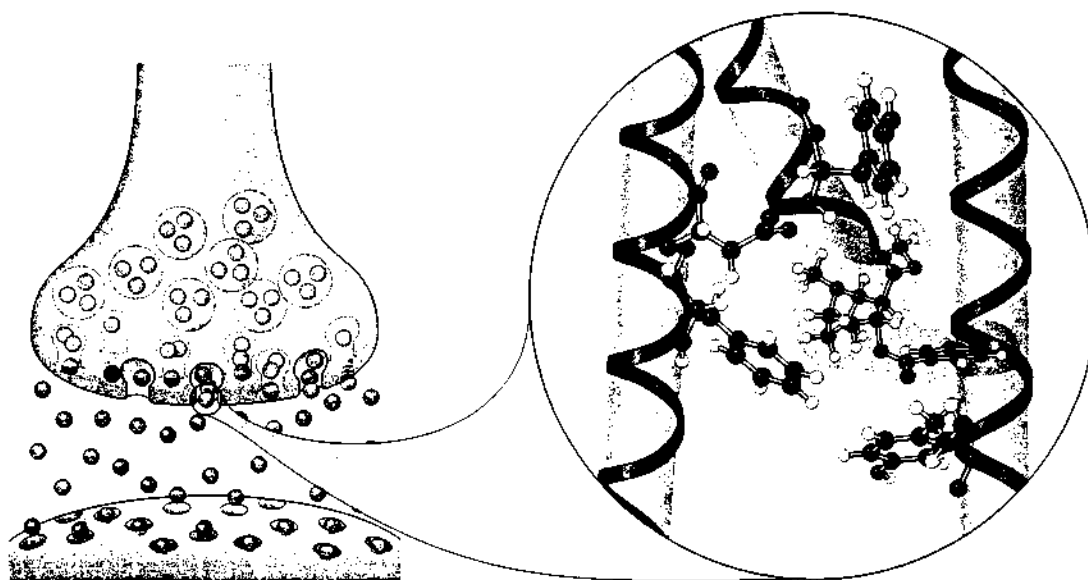


Figura 8.15 Cocaína obstruyendo la recaptación de neurotransmisores. La molécula de cocaína tiene el tamaño, la forma y la polaridad correctos para meterse dentro de los canales de los neurotransmisores. Una vez bloqueada la recaptación de los neurotransmisores, la concentración de éstos en el espacio entre neuronas aumenta enormemente, lo cual resulta en una ampliación de la señal que se está enviando entre las neuronas. La señal aumentada produce una sensación agradable, o “subidón”. (Adaptada de Dahl.)

Análisis de las pruebas | Métodos inmunoanalíticos

El caso contra Christina Martin dependía de la identificación del LSD mediante un inmunoanálisis. Se utiliza con frecuencia la analogía “cerradura y llave” para explicar cómo se realiza un inmunoanálisis. Las formas de una cerradura y su llave se diseñan de manera que sólo una llave con una forma particular pueda introducirse adecuadamente en la cerradura. Ciertos tipos de moléculas tienen estructuras tridimensionales que pueden comportarse como si fueran cerraduras o llaves. La molécula que funciona como una llave se llama **antígeno**, y la molécula que hace de cerradura se llama **anticuerpo**.

El cuerpo humano produce anticuerpos para combatir las infecciones. Cuando se introducen en el organismo moléculas extrañas (antígenos), se crean los anticuerpos para atacarlas. El anticuerpo puede atacar al antígeno porque tiene una estructura tridimensional que es específica para enlazarse con él. Un antígeno enlazado no puede interferir las funciones celulares

normales. Las técnicas inmunoanalíticas dependen de las reacciones similares antígeno-anticuerpo, que son específicas para cada droga.

Hay diferentes métodos que utilizan los principios básicos del inmunoanálisis para detectar moléculas. La Figura 8.16 ilustra el método llamado **radioinmunoanálisis (RIA)**, una técnica que utiliza isótopos radiactivos. El RIA fue el método específico que se utilizó en el caso de Martin. El primer paso para la detección de un antígeno, tal como el LSD, es mezclarlo con un cantidad conocida de LSD que se marca con un átomo de yodo radiactivo, como se muestra en el paso 1 de la Figura 8.16.

Recordar de la Sección 3.5 que los isótopos son formas de un elemento que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. El yodo-131 es un isótopo que emite radiación que se puede detectar con un instrumento electrónico. Cuando el yodo radiactivo se incorpora a una molé-

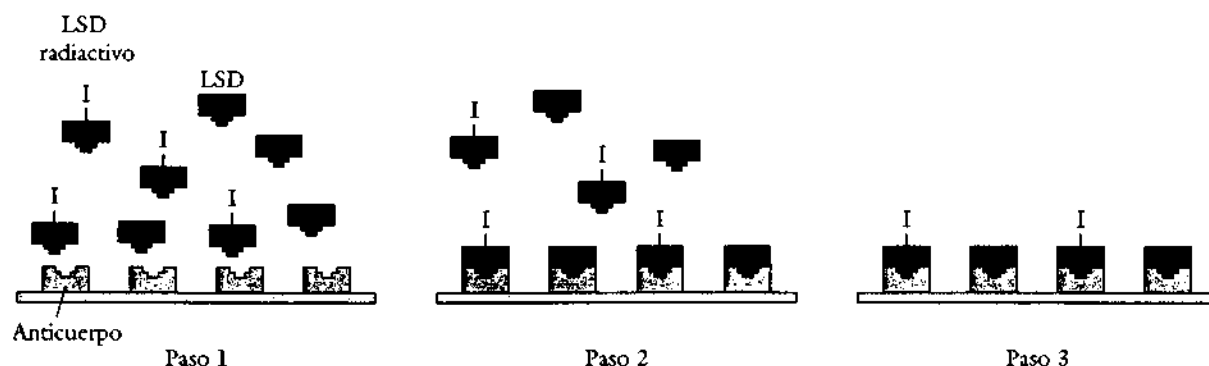


Figura 8.16 Procedimiento del radioinmunoanálisis.



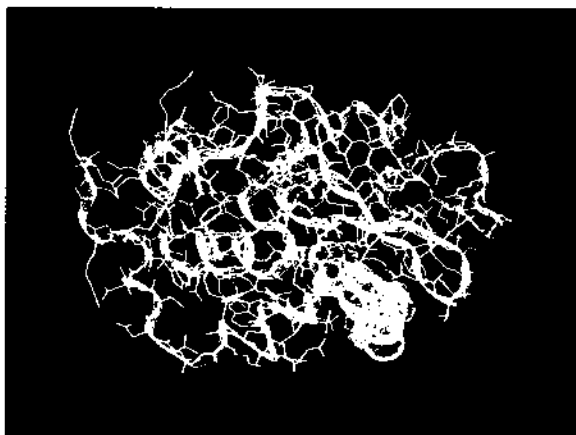
8.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Gelatina vengadora

Christina Martin había explicado a su familia y amigos su plan de matar a Richard. Ella y su hija intentaron comprar mezcalina en el barrio de los adolescentes. En el juicio, la hija admitió que ella había puesto en la gelatina de Richard algo que creía que era mezcalina. Dos laboratorios forenses testificaron que un inmunoanálisis demostró la presencia de LSD, pero un juez falló que el abogado de Christina Martin no había cuestionado suficientemente la prueba y que ella se merecía un nuevo juicio. El Estado decidió entonces ofrecer a Christina Martin una declaración de culpabilidad de un delito menor a cambio de no ser acusada de un delito mayor.

cula como el LSD, la molécula de droga queda marcada radiactivamente.

Para un RIA, la cantidad de LSD marcado radiactivo se conoce exactamente, pero no se conoce, si la hay, la cantidad de LSD presente en la muestra. En el paso 2 del proceso, el LSD marcado y el no marcado pueden reaccionar con un anticuerpo que ha sido físicamente inmovilizado sobre una placa. El marcado radiactivo de las moléculas de LSD no modifica su capacidad de unirse con anticuerpos. Por lo tanto, ambos LSD tienen la misma posibilidad de unirse a un anticuerpo. Si los dos tipos de antígenos están presentes en cantidades iguales, un número igual de cada

tipo de moléculas se unirá con el anticuerpo. Sin embargo, si la muestra que se está analizando no contiene LSD, la placa se llenará sólo de LSD marcado radiactivamente. Después de que los dos antígenos han reaccionado con los anticuerpos, el exceso de antígenos se elimina mediante lavado. El paso final es determinar la relación de anticuerpos marcados y no marcados. Cuanta más radiactividad haya en el inmunoanálisis al acabar, menos LSD habrá en la muestra, y viceversa.



La gran molécula de proteína constituye la "cerradura" con una abertura que es específica para la molécula "llave" mostrada en amarillo. Se ha sobrepuesto una cinta en la molécula grande de proteína para ilustrar mejor su forma. (Science Photo Library/Photo Researchers, Inc.)

Ejemplo resuelto 14

¿Es necesario separar mediante cromatografía los distintos compuestos de la sangre o de la orina antes de usar el método RIA?

SOLUCIÓN Sólo aquellas moléculas que se ajusten al anticuerpo reaccionarán. Por lo tanto, si hay otras moléculas sencillamente se eliminarán con el lavado entre las etapas 2 y 3, por lo que la cromatografía resulta innecesaria.

Práctica 8.14

¿Un radioinmunoanálisis que dé resultados positivos para LSD tendrá en el paso 3 una señal del antígeno radiactivo mayor o menor que uno que dé negativo?

RESPUESTA

Cuanto mayor sea la concentración de LSD en la muestra, menor será la señal observada de los isótopos radiactivos en la etapa final.

Aunque los procedimientos de los casos legales pueden parecer difíciles de comprender, echemos un vistazo a la prueba que volvió a ser la clave de lo que ocurrió finalmente a Christina Martin.

En primer lugar, las muestras del cuerpo de Richard fueron tomadas un mes después de haberlo enterrado. Había sido embalsamado, un proceso que implica la eliminación de la mayoría de la sangre del cuerpo y su remplazo por metanal, más conocido por su nombre común *formaldehído*, y otros conservantes. La mayoría del LSD, si hubiera estado presente en la sangre, se habría eliminado durante el embalsamamiento. Además, la posibilidad de interferencias o reacciones con el fluido de embalsamar presentaría un riesgo en el análisis. El ataúd también se llenó de agua en algún momento después del entierro, afectando aún más las muestras.



(Mike Dembeck/Reuters/Corbis)

Considerando todos estos factores, decir que las muestras no eran ideales es subestimarlas. Incluso así, los resultados positivos obtenidos en el RIA tendrían que haber sido considerados por el jurado. ¿Pero hasta qué punto eran válidos?

Una limitación de los inmunoanálisis es que algunas moléculas pueden dar resultados falsos positivos porque las moléculas ocupan una porción suficiente de la geometría mostrada por el antígeno que el ensayo tiene destinada a la detección. Cuando una molécula diferente produce un resultado falso positivo, se dice que tiene *reactividad cruzada* con el antígeno. Debido a esta posibilidad de la reactividad cruzada, un RIA positivo para LSD significa que el LSD *posiblemente* está presente en la muestra, no que el LSD esté en la muestra. En un cuerpo que no esté embalsamado ni encharcado, muy pocos compuestos presentan reactividad cruzada con el LSD y se podría tener una mayor confianza en los resultados del análisis de LSD. Sin embargo, el hongo *Claviceps purpurea*, componente habitual del suelo, presenta reactividad cruzada con el LSD y fácilmente podía haber sido introducido en el ataúd con el agua. Para establecer la presencia de LSD en estas circunstancias, se debe usar un análisis más específico para el LSD.

En un caso típico de drogas ilegales se utiliza un análisis discriminatorio, tal como el RIA, para evaluar los posibles componentes en una muestra. Tras un resultado positivo, la muestra se analiza con un cromatógrafo de gases y un espectrómetro de masas acoplado (GC-MS, por sus siglas en inglés). La GC-MS separa cada componente de la muestra y determina el peso molecular de cada uno. Este método proporciona pruebas confirmatorias de que un compuesto específico, como el LSD (y no el hongo citado anteriormente), está presente en la muestra.

¿Por qué no se usaron los resultados del GC-MS contra Christina Martin? El químico forense encargado de analizar la prueba realizó cinco análisis con GC-MS y no obtuvo un solo resultado positivo. ¡El método infalible para detectar la presencia de drogas no demostró que hubiera LSD! Los resultados negativos del GC-MS se minimizaron y se pasaron inadecuadamente por alto en el primer juicio. Quizás si el abogado de Christina hubiera

tenido un mayor conocimiento científico del RIA habría hecho un trabajo más efectivo en el primer juicio. Sin un análisis confirmatorio del LSD, el fiscal resolvió adecuadamente ofrecer a Christina una declaración de culpabilidad de un delito menor a cambio de no ser acusada de un delito mayor.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Compartir electrones para formar un enlace covalente se consigue con el solapamiento de los orbitales en que los electrones de enlace tienen la mayor probabilidad de encontrarse.
- La teoría de Lewis del enlace establece que los electrones de valencia son los encargados de formar ambos tipos de enlace: iónico y covalente. El enlace iónico se consigue por la transferencia de electrones entre dos átomos para producir iones cargados positivamente y negativamente. Los iones recién formados consiguen un octeto completo de electrones, un estado estable en el cual cada ion es isoelectrónico con uno de los gases nobles. Los enlaces covalentes comparten electrones para conseguir un octeto estable de electrones.
- Las estructuras de Lewis para moléculas complejas se pueden determinar verificando los electrones de valencia totales disponibles y distribuyéndolos de acuerdo con las normas para dibujar estructuras de Lewis.
- Escribir una estructura de Lewis adecuada es un paso importante para descubrir la geometría electrónica y la geometría molecular de las moléculas. Hay que evitar cometer algunos errores habituales: equivocarse en la resta o la adición de electrones al número total de electrones de valencia para cationes y aniones, asignar más de un enlace sencillo al hidrógeno, y usar dobles o triples enlaces cuando el átomo central ya tiene un octeto completo.
- Se producen estructuras resonantes siempre que estructuras de Lewis multiequivalentes pueden representar un compuesto en el cual existe un doble enlace entre átomos equivalentes en estructura.
- La teoría VSEPR establece que los electrones alrededor de un átomo central en enlaces o pares solitarios se repelerán uno a otro y asumirán posiciones lo más lejos posible uno de otro. La geometría electrónica determina la geometría molecular, la distribución estructural de los átomos en la molécula.
- Las moléculas complejas tienen geometrías condicionadas por la geometría local de cada átomo en la molécula. La forma tridimensional compleja de las moléculas influye en los mecanismos por los cuales las moléculas de droga interactúan con el cuerpo humano. La geometría molecular de las drogas se puede aprovechar para detectar drogas ilegales empleando inmunoanálisis.
- Los inmunoanálisis se basan en el principio de que una molécula de droga (antígeno) tiene una única estructura tridimensional que le permite unirse específicamente con otra molécula llamada anticuerpo.
- En el radioinmunoanálisis, las moléculas de droga de una muestra compiten en los sitios de unión con una cantidad conocida de moléculas de droga marcadas radiactivamente que tienen idénticas propiedades de unión. Si las moléculas marcadas y las no marcadas están presentes en igual número, se unirán en cantidades iguales con las moléculas del anticuerpo. Cuanto más fuerte sea la señal del isótopo radiactivo, menor será la cantidad de droga presente en la muestra.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|---------------------------------------|--|--------------------------------------|-----------------------------------|
| Inmunoanálisis, p. 238 | Teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (VSEPR), p. 247 | Geometría trigonal plana, p. 248 | Estereoisómeros, p. 255 |
| Teoría del enlace de valencia, p. 239 | Geometría electrónica, p. 247 | Geometría tetraédral, p. 248 | Neuronas, p. 258 |
| Teoría de Lewis, p. 240 | Geometría molecular, p. 247 | Geometría curvada, p. 249 | Potencial de acción, p. 258 |
| Isoelectrónico, p. 240 | Región electrónica, p. 247 | Geometría trigonal piramidal, p. 249 | Neurotransmisores, p. 258 |
| Regla del octeto, p. 241 | Geometría lineal, p. 248 | Enlace covalente no polar, p. 252 | Antígeno, p. 260 |
| Enlace sencillo, p. 242 | | Enlace covalente polar, p. 252 | Anticuerpo, p. 260 |
| Doble enlace, p. 243 | | | Radioinmunoanálisis (RIA), p. 260 |
| Triple enlace, p. 243 | | | |
| Par solitario, p. 244 | | | |
| Par no enlazante, p. 244 | | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN**Lecturas, recursos y referencias adicionales**

El siguiente sitio Web contiene la opinión de un tribunal de Massachusetts en *Commonwealth v. Christina Martin*: <http://caselaw.lp.findlaw.com/scripts/getcase.pl?court=ma&vol=sjcslip%5C/6789&invol=1>

En el periódico *Standard-Times* de New Bedford, MA, se puede encontrar un gran número de artículos sobre la apelación de Christina Martin, durante la cumbre del caso en 1998 y 1999.

Los siguientes artículos de revistas ofrecen detalles relacionados con la información proporcionada en el capítulo:

Dahl, Svein G. *The Journal of Pharmacology and Experimental Therapeutics*, vol. 307, no. 1, pp. 34-41.

Hirota, O.S., Suzuki, A., Ogawa, T., Ohtsu, Y. "Application of Semi-Microcolumn Liquid Chromatography to Forensic Analysis", *Analysis Magazine*, 1998, vol. 26, no. 5.

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO**Cuestiones**

1. Comentar el concepto de electrones compartidos entre átomos y cómo ocurre. Para ilustrar la explicación, diseñar un diagrama de dos átomos compartiendo un par de electrones. (8.1)
2. ¿Qué electrones son los encargados de la formación de enlaces iónicos y covalentes? (8.1 y 8.2)
3. ¿Qué beneficio obtienen los átomos con el intercambio o la compartición de electrones en las reacciones? (8.2)
4. ¿Qué determina si un átomo formará un catión o un anión? (8.2)
5. ¿Qué determina si un átomo formará un enlace covalente o un enlace iónico? (8.1)
6. ¿Qué determina la carga que tendrá un ion? (8.2)
7. ¿En qué condiciones un compuesto formará un doble enlace entre dos átomos? (8.3)
8. Dar todos los ejemplos posibles de una región electrónica. (8.5)
9. Explicar por qué las estructuras resonantes no representan realmente los enlaces exactos en una molécula. (8.4)
10. ¿Cuál es el principio básico de la teoría de la repulsión del par de electrones de la capa de valencia (VSEPR)? (8.5)
11. ¿Cómo influye el número de regiones electrónicas alrededor de un átomo central en la geometría electrónica de una molécula? (8.5)
12. ¿Cuáles son las posibles geometrías electrónicas? Dibujar un esquema de cada una. (8.5)
13. ¿La naturaleza de la región electrónica (enlace sencillo, doble enlace, triple enlace, par solitario

de electrones) afecta a la geometría electrónica de la molécula? Explicar. (8.5)

14. ¿Cuáles son las posibles geometrías moleculares? Dibujar un esquema de cada una. (8.5)
15. ¿La naturaleza de las regiones electrónicas afecta a la geometría molecular? Explicar. (8.5)
16. Comentar cómo la geometría local de los átomos individuales contribuye a la geometría global de una molécula mayor. (8.7)
17. ¿Qué son los estereoisómeros? Comentar su importancia en la química de las drogas. (8.7)
18. Explicar cómo los neurotransmisores permiten la comunicación entre las neuronas. (8.8)
19. Describir el papel de la forma molecular de los neurotransmisores en la transmisión de los potenciales de acción de una neurona a otra. (8.8)
20. Comentar el mecanismo por el cual las drogas ilegales, como la cocaína, interfieren con el proceso indicado en la pregunta 19. (8.8)
21. ¿Cómo pueden las drogas ilegales, como la cocaína, causar un cambio permanente en la función del cerebro? (8.8)
22. Comentar por qué la forma molecular es crucial en los métodos de inmunoanálisis. (8.8)
23. Comentar por qué los inmunoanálisis se consideran un método de cribado o discriminador. (CE)

Problemas

24. Dibujar la estructura de Lewis mostrando los enlaces entre los dos átomos de cloro en Cl_2 . (8.3)

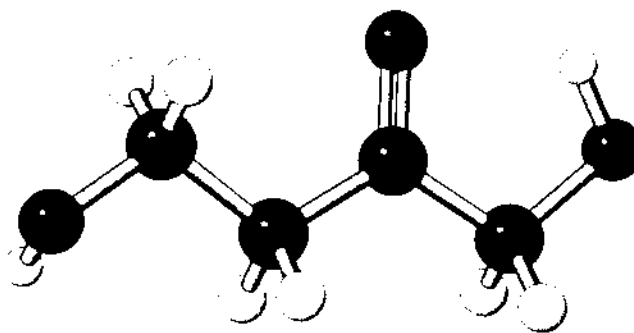
25. Dibujar la estructura de Lewis mostrando los enlaces entre los átomos de hidrógeno y de yodo en HI. (8.3)
26. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes elementos: (8.2)
- (a) K
 - (b) F
 - (c) S
 - (d) Pb
27. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes elementos: (8.2)
- (a) As
 - (b) Be
 - (c) N
 - (d) Al
28. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos: (8.2)
- (a) CaCl_2
 - (b) AlBr_3
 - (c) SrS
 - (d) LiF
29. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos: (8.2)
- (a) K_3P
 - (b) BaI_2
 - (c) CaO
 - (d) Na_3N
30. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes iones poliatómicos. Dibujar las estructuras resonantes, si ha lugar. (8.3 y 8.4)
- (a) NO_3^-
 - (b) NH_4^+
 - (c) SO_4^{2-}
 - (d) ClO_3^-
31. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes iones poliatómicos. Dibujar las estructuras resonantes, si ha lugar. (8.3 y 8.4)
- (a) CN^-
 - (b) PO_4^{3-}
 - (c) CO_3^{2-}
 - (d) OH^-
32. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos covalentes. Dibujar las estructuras resonantes, si ha lugar. (8.3 y 8.4)
- (a) CO_2
 - (b) CO
 - (c) H_2O
 - (d) CH_4
33. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos covalentes. Dibujar las estructuras resonantes, si ha lugar. (8.3 y 8.4)
- (a) PH_3
 - (b) I_2
 - (c) OF_2
 - (d) CS_2
34. Determinar la geometría electrónica de los siguientes iones del Problema 30: (8.5)
- (a) NO_3^-
 - (b) NH_4^+
 - (c) SO_4^{2-}
 - (d) ClO_3^-
35. Determinar la geometría electrónica de los siguientes iones del Problema 31: (8.5)
- (a) CN^-
 - (b) PO_4^{3-}
 - (c) CO_3^{2-}
 - (d) OH^-
36. Determinar la geometría electrónica de los siguientes compuestos del Problema 32: (8.5)
- (a) CO_2
 - (b) CO
 - (c) H_2O
 - (d) CH_4
37. Determinar la geometría electrónica de los siguientes compuestos del Problema 33: (8.5)
- (a) PH_3
 - (b) I_2
 - (c) OF_2
 - (d) CS_2
38. Determinar la geometría molecular de los siguientes iones del Problema 30: (8.5)
- (a) NO_3^-
 - (b) NH_4^+
 - (c) SO_4^{2-}
 - (d) ClO_3^-
39. Determinar la geometría molecular de los siguientes iones del Problema 31: (8.5)
- (a) CN^-
 - (b) PO_4^{3-}
 - (c) CO_3^{2-}
 - (d) OH^-
40. Determinar la geometría molecular de los siguientes compuestos del Problema 32: (8.5)
- (a) CO_2
 - (b) CO
 - (c) H_2O
 - (d) CH_4

41. Determinar la geometría molecular de los siguientes compuestos del Problema 33: (8.5)
- PH_3
 - I_2
 - OF_2
 - CS_2
42. Determinar si los siguientes enlaces son covalentes polares o covalentes no polares. Si el enlace es covalente polar, indicar la polaridad del enlace dibujando una flecha que indique la dirección de la densidad de electrones. (8.6)
- $\text{F}-\text{N}$
 - $\text{H}-\text{I}$
 - $\text{C}-\text{I}$
 - $\text{H}-\text{P}$
43. Determinar si los siguientes enlaces son covalentes polares o covalentes no polares. Si el enlace es covalente polar, indicar la polaridad del enlace dibujando una flecha que indique la dirección de la densidad de electrones. (8.6)
- $\text{S}-\text{I}$
 - $\text{C}-\text{N}$
 - $\text{C}-\text{F}$
 - $\text{O}-\text{O}$
44. Determinar si los siguientes compuestos del Problema 32 son polares o no polares. (8.6)
- CO_2
 - CO
 - H_2O
 - CH_4
45. Determinar si los siguientes compuestos del Problema 33 son polares o no polares. (8.6)
- PH_3
 - I_2
 - OF_2
 - CS_2
46. Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de polaridad: (8.6)
- Metilamina
 - Etilmetilamina
 - Etilmetilpropilamina
 - Amoníaco
47. Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de polaridad: (8.6)
- 1-butanol
 - 1-hexanol
 - 1-propanol
 - Etanol

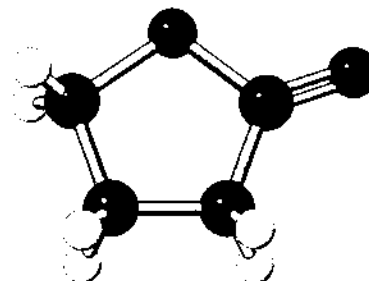
48. Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de polaridad: (8.6)
- 1-butanona
 - 1-ácido butanoico
 - Butano
 - Butanal
49. Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de polaridad: (8.6)
- Propilamina
 - Propanol
 - Propanal
 - Propano

Problemas de química forense

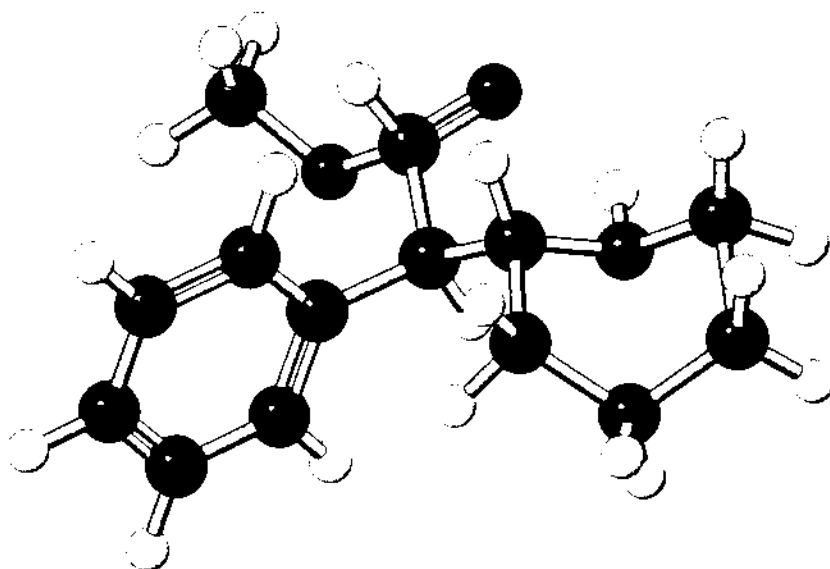
50. Identificar la geometría molecular de cada átomo de carbono (en negro) en la siguiente estructura de la droga ilegal GHB. (8.7)



51. Identificar la geometría electrónica de cada átomo de oxígeno (en rojo) en la siguiente estructura de la droga ilegal GBL. Cada átomo de oxígeno contiene dos pares solitarios de electrones. (8.5)



52. Identificar la geometría electrónica y la geometría molecular de cada átomo en la estructura del fármaco con receta *Ritalin*, una droga que con frecuencia se vende ilegalmente. Cada átomo de



oxígeno (en rojo) tiene dos pares solitarios de electrones, y el nitrógeno (en azul) tiene un par solitario de electrones. (8.7)

Problemas del Caso en estudio

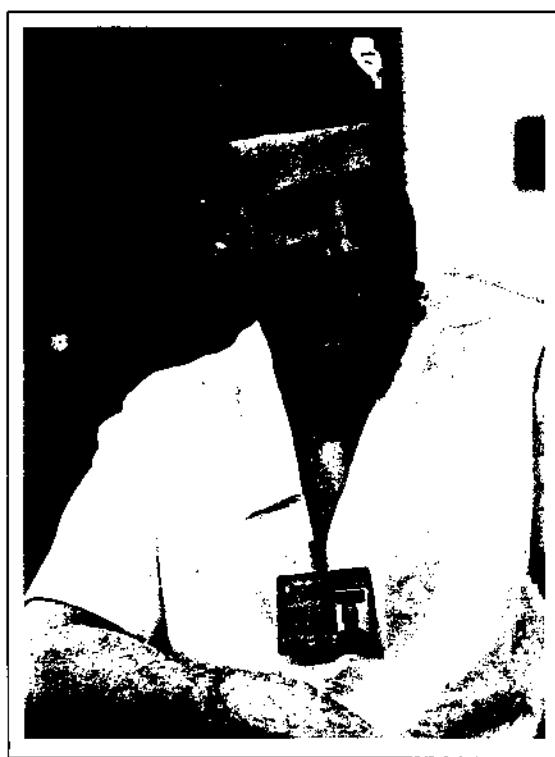
53. Comentar por qué una muestra típica de sangre que diera positivo en LSD por radioinmunoanálisis podría considerarse una prueba más válida que la muestra tomada en el caso de la gelatina vengadora, incluso si se utilizara el mismo procedimiento de análisis. (CE)
54. En el juicio de Christina Martin, la acusación se basó principalmente en el RIA de una muestra cuestionable mientras subestimaba los resultados del CG-MS. La defensa falló al no vetar la prueba en el primer juicio, contrariamente a lo que un abogado defensor competente habría hecho. En su opinión, ¿se podría haber asegurado una condena si la prueba se hubiera presentado correctamente? Recordar que la norma para que un jurado condene a un acusado es que la persona debe ser culpable “más allá de una duda razonable”. (CE)

CAPÍTULO 9

Investigación de incendios provocados

CASO EN ESTUDIO:
"Falso y poco fiable"

- 9.1 La química del fuego
- 9.2 Reacciones de combustión
- 9.3 Reacciones redox
- 9.4 La termoquímica del fuego
- 9.5 Capacidad calorífica y cambios de fase
- 9.6 Las matemáticas de la capacidad calorífica
- 9.7 La primera ley de la termodinámica y la calorimetría
- 9.8 Las matemáticas de la calorimetría
- 9.9 Refinado del petróleo
Análisis de las pruebas:
Cromatografía de gases
- 9.10 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
"Falso y poco fiable"



Kenny Richey, en el corredor de la muerte desde 1987, rechazó durante su juicio una oferta de atenuación de la condena con una sentencia de 10 años, con probable libertad condicional después de 6 años. (AP/Wide World Photos)



CASO EN ESTUDIO: "Falso y poco fiable"

Incluso aunque esta nueva prueba puede establecer la inocencia de Mr. Richey, la Constitución de Ohio y de Estados Unidos no permite evitar la ejecución debido a que la acusación no sabía que el testimonio científico ofrecido en el juicio fue falso y poco fiable.

—Del caso de la acusación,
juicio del incendio provocado por Kenny Richey (1986)

La cita textual de antes es escalofriante y contraria al espíritu con que los científicos forenses realizan su trabajo. Lo primero, y más importante, es que una persona pueda ser ejecutada aunque el Estado se dé cuenta de que hay serios problemas con las pruebas contra él, que violan claramente los derechos del acusado. Segundo, es preocupante que se permitiera presentar en un juicio pruebas falsas y poco fiables. Aun a pesar de estas injusticias, un juez de apelación estuvo de acuerdo con el argumento del acusador y denegó la apelación de Kenny Richey, preso en el corredor de la muerte en Ohio.

Este caso empezó el 30 de junio de 1986, en Columbus Grove, Ohio. Kenny Richey, a la edad de 18 años, había vivido ya una vida dura. Él mismo admitía que era propenso a beber mucho, a pelearse y a los pequeños robos. En la tarde en cuestión, Kenny estaba tan borracho que un testigo le vio desmayarse en unos arbustos 10 minutos después de haber hablado con los ocupantes de un coche. El fiscal declaró que Kenny, tras despertarse en los arbustos, procedió a entrar por la fuerza en una caseta de almacenamiento de un invernadero cercano, donde robó bidones de gasolina y disolvente para pinturas. Según el fiscal, Kenny trepó entonces al techo de otra caseta, bajo la terraza de un apartamento, a la cual subió y consiguió acceder al salón de Hope Collins. Hope era uno de los ocupantes del coche con quienes Kenny había sido visto hablando anteriormente. El fiscal declaró que a continuación Kenny esparció la gasolina y el disolvente para pinturas en el suelo del salón y la terraza, e incendió el apartamento.

¿Su motivo? Una ex novia vivía en el apartamento de abajo, y él esperaba reducir a cenizas el apartamento para matarla, a ella y a su nuevo novio. Todos escaparon del fuego, excepto una niña de 2 años que estaba en el apartamento donde empezó el fuego.

Puesto que Kenny no sólo estaba borracho sino que también tenía una mano rota enyesada en la época en que ocurrió el incidente, no está claro cómo podía haber llevado a cabo los actos que se le atribuyeron. Además, no se encontró ningún rastro de gasolina ni disolvente para pinturas en sus manos, ropa ni zapatos. En la oferta de atenuación de condena, el fiscal ofreció a Kenny una sentencia de 10 años con libertad condicional después de 6 años, pero Kenny rechazó declararse culpable. El fiscal usó aparentemente la prueba para conseguir un caso convincente ante una comisión de tres jueces. El inexperto abogado de oficio que representaba a Kenny hizo una defensa inefectiva e incompetente. La comisión de jueces encontró culpable a Kenny, y se le sentenció a pena de muerte.

Es probable que un día usted esté en un jurado y escuche a expertos presentar opiniones opuestas respecto a las pruebas contra el acusado. Usted deberá decidir en un caso penal si alguien es culpable de un delito, o en un caso civil si una persona debería pagar una compensación monetaria por malas acciones. La clave es usar la habilidad crítica mental que está usted aprendiendo durante el curso para examinar los datos y, con la ayuda de los testigos expertos (peritos), determinar si las pruebas demuestran la conclusión presentada al tribunal.

En este capítulo veremos más detalles de las pruebas físicas del caso de Kenny Richey para ilustrar los principios químicos utilizados en la inves-

tigación de los casos de incendios provocados. Entonces usted podrá tomar su propia decisión sobre si las pruebas físicas sustentan el veredicto de culpable.

Para comprender las pruebas en un juicio por un incendio provocado, primero se necesita información sobre la química del fuego . . .

9.1 | La química del fuego

Objetivo de aprendizaje

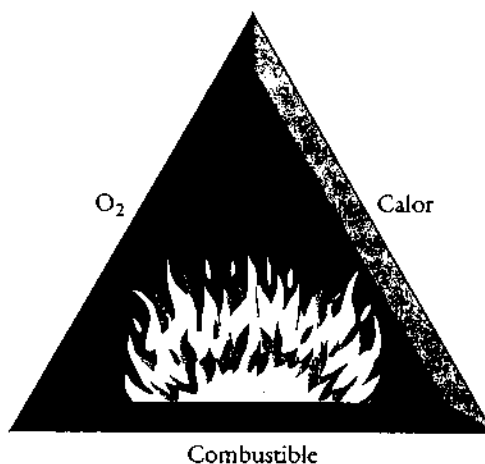
Explicar el concepto del equilibrio térmico y la química del fuego.

La capacidad para luchar contra el fuego de forma efectiva e investigar su origen se basa en tener un conocimiento sólido de la química y la física que se esconden tras las llamas. Un **fuego** es una reacción química automantenida que libera energía en forma de calor y luz. Un fuego se clasifica como **incendio provocado** si se lleva a cabo deliberadamente con el propósito de destruir propiedades.

Todos los fuegos requieren los mismos tres ingredientes: una fuente de combustible, una fuente de calor y una fuente de oxígeno gas. Juntos constituyen el **triángulo del fuego**. Si uno de estos tres ingredientes falta, el fuego no se iniciará. Si uno de estos tres componentes se elimina, el fuego se extinguirá. Este principio lo usan los bomberos para combatir el fuego.

Por ejemplo, si se rompiera una tubería de gas natural y el gas estallara en llamas, el fuego se podría apagar cortando el suministro de combustible. Los materiales resistentes a las llamas en las casas son otro método para prevenir la expansión de un fuego. Estos materiales son resistentes a las llamas porque cuando arden producen una gran cantidad de hollín, el material negro resultante de una combustión parcial. El hollín actúa como una barrera para impedir que el oxígeno alcance el combustible (el material inflamable) de debajo de él, y también actúa como un aislante que evita que el calor alcance el combustible.

El agua es una de las herramientas más importantes en la lucha contra incendios, para enfriar la zona y eliminar la fuente de calor. ¿Pero cómo actúa el agua para enfriar un fuego? Una de las propiedades del agua es la capacidad de absorber una cantidad sustancial de calor de los objetos más calientes. El **calor** es una forma de energía que se transmite de objetos calientes a objetos fríos que están en contacto uno con otro.



El triángulo del fuego.



(Bill Stormont/Corbis)

La energía calorífica se mide en las unidades julios (J) del SI, que son paralelas a las calorías (cal) del sistema inglés. La caloría se define como la cantidad de energía que se requiere para aumentar la temperatura de 1 gramo de agua de $14,5^{\circ}\text{C}$ a $15,5^{\circ}\text{C}$. Para convertir las calorías en julios, o viceversa, se usa el factor de conversión $1\text{ cal} = 4,184\text{ J}$. La unidad nutricional que se usa para expresar el contenido calórico de los alimentos es en realidad una kilocaloría, o Caloría (con la letra inicial en mayúscula). Los factores de conversión son $1\text{ kilocaloría} = 1\text{ Caloría} = 1000\text{ calorías}$.

Cuando un objeto absorbe energía, la energía cinética (del movimiento) de sus partículas aumenta, lo cual provoca un aumento de la temperatura del objeto. La **temperatura** es una medida de la energía cinética promedio de las partículas en un sistema, no una medida de la cantidad de calor que hay en un sistema. La diferencia entre un trozo de madera a 25°C y a 250°C es que el movimiento interno de las moléculas es mucho mayor a 250°C .

Cuando dos objetos que tienen diferentes temperaturas se ponen en contacto, el calor se transfiere del más caliente al más frío, haciendo que el objeto más caliente se enfríe. La energía añadida al objeto más frío aumenta la energía cinética de sus partículas y lo calienta. El **equilibrio térmico** se consigue cuando las temperaturas de los dos objetos son iguales y permanecen constantes. En este punto, la energía cinética de las partículas en ambos objetos es idéntica. La Figura 9.1 ilustra estos procesos.

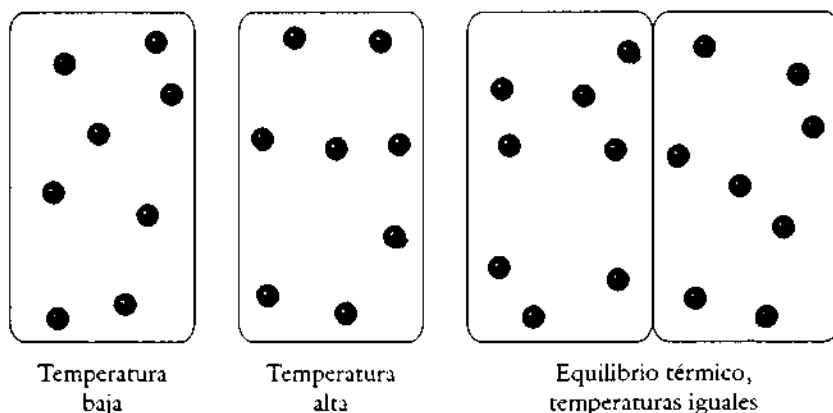


Figura 9.1 Temperatura y equilibrio térmico. La temperatura de un objeto es una medida de la energía cinética de los átomos, moléculas o iones que componen el objeto. Cuando dos objetos a temperaturas diferentes se ponen en contacto, se transmite energía en forma de calor hasta que se consigue el equilibrio térmico.

Cuando el agua de la manguera de los bomberos toma contacto con la estructura que está ardiendo, el agua absorbe el calor de ésta, que se enfría y elimina el componente de calor del triángulo del fuego. Si el agua está lo suficientemente fría, el fuego se extingue.

Ejemplo resuelto 1

¿Qué es incorrecto en la siguiente frase? *Un termómetro mide la cantidad de calor que hay en un objeto.*

SOLUCIÓN Un termómetro mide la energía cinética de las partículas en un sistema. El calor es una forma de energía que se transfiere de objetos calientes a objetos fríos.

Práctica 9.1

Usando el concepto de equilibrio térmico, explicar qué es incorrecto en la siguiente frase. *Las baldosas del suelo están más frías que la zona enmoquetada del mismo suelo.*

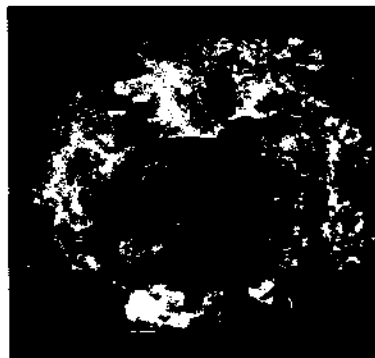
RESPUESTA

Dos objetos en contacto térmico tendría que tener un equilibrio térmico. Por lo tanto, las temperaturas de las baldosas del suelo y la moqueta son idénticas. Sin embargo, las baldosas pueden parecer más frías al tacto porque ceden más calor que la moqueta, pero la temperatura de la baldosa y la moqueta antes de tocarlas es la misma.

9.2 Reacciones de combustión

Objetivo de aprendizaje

Ajustar las ecuaciones químicas para las reacciones de combustión.



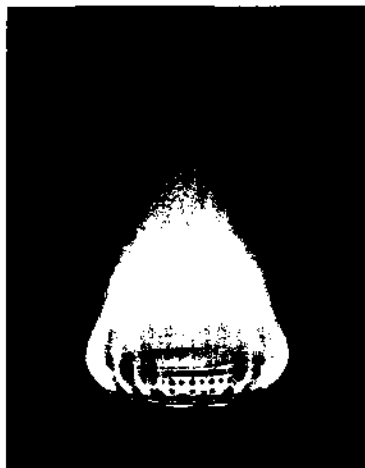
Una explosión súbita. (Universal/The Kobal Collection)

En el triángulo del fuego se esconde un peligro oculto. Cuando un fuego calienta una habitación poco ventilada, el aire de la habitación puede llenarse de compuestos inflamables creados por la combustión incompleta de los combustibles. La ventilación pobre en la habitación puede hacer que el oxígeno se consuma rápidamente mientras se forman los vapores calientes e inflamables. Sólo dos de los tres ingredientes del fuego (calor y combustible) están presentes una vez se ha consumido el oxígeno, hasta que se abre una puerta o se rompe una ventana y entra oxígeno. En tales circunstancias, esto no es un fuego ordinario que arde. La presencia de este exceso de combustible caliente listo para reaccionar causa una explosión conocida como **explosión súbita**, o explosión de humo. La seguridad de los bomberos depende de que hayan entendido completamente los procesos químicos y físicos que pueden producirse en condiciones peligrosas durante un fuego.

En la Sección 4.9 se definió una *reacción de combustión* como una reacción entre un compuesto orgánico y el oxígeno gas para producir agua y dióxido de carbono. Estas reacciones se presentaron como una subclase de reacciones de reducción-oxidación (redox). Sin embargo, las reacciones de combustión no se limitan a compuestos orgánicos. Se debe ampliar la definición porque las reacciones de combustión pueden ocurrir con ciertos metales y no metales. Además, incluso cuando participan compuestos orgánicos (como en una estructura de madera ardiendo), la producción de agua y dióxido de carbono como únicos compuestos ocurre sólo en condiciones ideales.



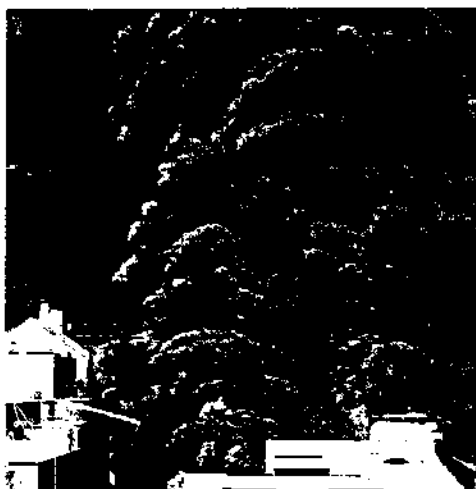
(a) (Corbis)



(b) (Corbis)



(c) (Stone/Getty)



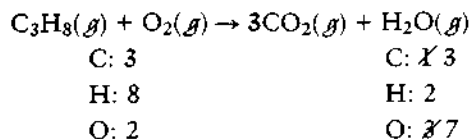
(d) (Andrea Comas/Reuters/Corbis)

Figura 9.2 (a) Combustión eficaz de gas natural para formar dióxido de carbono y agua. (b) Combustión ineficaz de gas natural. (c) Un típico fuego forestal tiene fácil acceso al oxígeno atmosférico. (d) Los fuegos en edificios tienen el oxígeno restringido.

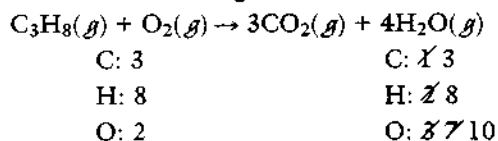
En la mayoría de los fuegos de estructuras arquitectónicas se producen otros muchos compuestos debido a la combustión incompleta, es decir, el oxígeno presente es insuficiente para que el combustible forme sólo dióxido de carbono y agua. El oxígeno gas actúa como reactivo limitante. La combustión incompleta de los combustibles produce compuestos tales como monóxido de carbono y partículas de carbono sólido (hollín). El color de la llama y la presencia o ausencia de humo son realmente indicadores del grado de eficacia de la reacción de combustión. Considerar los diferentes fuegos mostrados en la Figura 9.2.

En la combustión de gas natural en una cocina, como se muestra en la Figura 9.2a, la llama que se produce es azul intenso, sin humo. Este fuego va convirtiendo eficazmente el combustible en dióxido de carbono y vapor

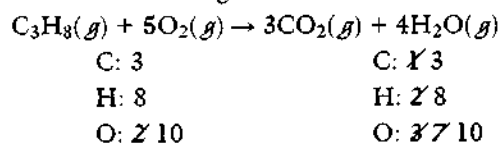
Paso 2. Ajustar los átomos de carbono:



Paso 3. Ajustar los átomos de hidrógeno:



Paso 4. Ajustar los átomos de oxígeno:



Ejemplo resuelto 3

Ajustar la ecuación de la reacción de combustión del 1-butanol ($\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$) con oxígeno gas.

SOLUCIÓN

Paso 1. $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$



Paso 2. $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$



Paso 3. $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 5\text{H}_2\text{O}(g)$



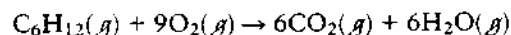
Paso 4. $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(g) + 6\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{CO}_2(g) + 5\text{H}_2\text{O}(g)$

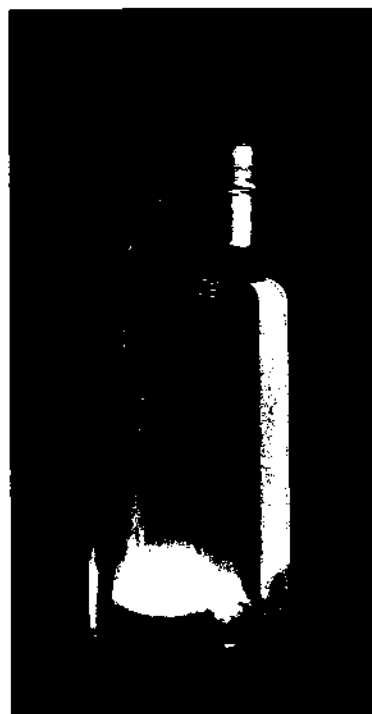
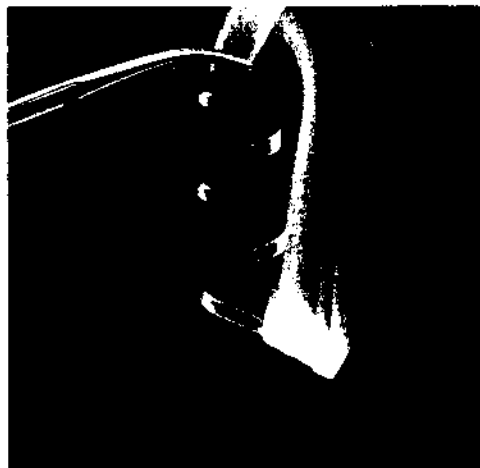


Práctica 9.3

Ajustar la ecuación de la reacción de combustión del 1-hexeno (C_6H_{12}) con oxígeno gas.

RESPUESTA





(Both: Richard Megna/Fundamental Photos)

El magnesio (izquierda) y el azufre (derecha) experimentan reacciones de combustión, que producen calor y luz. El magnesio se usa a menudo en mezclas para fuegos artificiales debido a la intensa luz brillante que produce durante la combustión. El azufre es uno de los tres ingredientes de la pólvora.

Varios metales y no metales experimentan reacciones de combustión que producen calor y luz cuando arden en presencia de oxígeno gaseoso. Los ejemplos más comunes son la combustión de cinta de magnesio para formar óxido de magnesio, y la combustión de azufre para formar dióxido de azufre. Otros metales, como el cobre, cuando se calientan reaccionan con el oxígeno gas para formar un óxido metálico. Sin embargo, esta reacción no se considera una combustión porque no se producen calor ni luz.

9.3 Reacciones redox

Objetivo de aprendizaje

Asignar números de oxidación e identificar los procesos de reducción y oxidación.

La combustión de compuestos orgánicos, metales y no metales, y la formación de óxidos metálicos de sus elementos, son ejemplos de reacciones redox que implican ganancia o pérdida de electrones. En la Sección 4.9 se definió la *oxidación* como la pérdida de electrones y la *reducción* como la ganancia de electrones. En esta sección veremos cómo se determina qué átomo se oxida y qué átomo se reduce cuando los electrones no se muestran explícitamente en la reacción.

El concepto de **número de oxidación** ofrece una herramienta para interpretar las reacciones redox. El número de oxidación es simplemente el valor asignado a un átomo mediante las reglas básicas citadas a continuación, y no se debería interpretar como una carga real de un átomo particular. Existen algunas excepciones a las reglas, pero por motivos de simplicidad las hemos omitido:

Regla 1. Todos los elementos puros tienen un número de oxidación de 0. Ejemplos: El oxígeno (O_2) y el hierro (Fe) tienen un número de oxidación de 0.

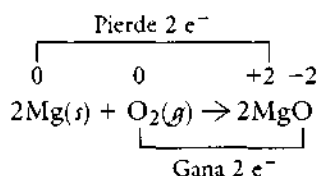
Regla 2. Los iones monoatómicos tienen un número de oxidación igual a su carga iónica. Ejemplos: el Mg^{2+} tiene un número de oxidación de +2 y el S^{2-} tiene un número de oxidación de -2.

Regla 3. El hidrógeno en un compuesto siempre tiene un número de oxidación de +1.

Regla 4. El oxígeno en un compuesto siempre tiene un número de oxidación de -2.

Regla 5. La suma de los números de oxidación debe ser 0 para compuestos neutros o igual a la carga iónica para iones poliatómicos. *Primer ejemplo:* en el FeO, el átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -2 de acuerdo con la regla 4, y no hay una norma específica para el átomo de hierro en un compuesto. Debido a que el FeO es un compuesto neutro, el átomo de hierro debe tener un número de oxidación igual a +2. *Segundo ejemplo:* en el NO_3^- , cada uno de los átomos de oxígeno tiene un número de oxidación de -2 por la regla 4. Debido a que hay tres átomos de oxígeno, los tres tienen un número de oxidación total de -6. No hay ninguna norma específica para los átomos de nitrógeno en un compuesto, pero el ion nitrato debe tener una carga total de -1, y por lo tanto el átomo de nitrógeno debe tener un número de oxidación igual a +5.

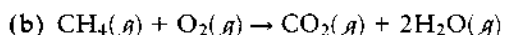
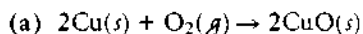
Una vez se han asignado los números de oxidación, se compara el número de oxidación de cada elemento del lado de los reactivos con el mismo elemento en el lado del producto. Veremos que uno de los elementos del compuesto se ha *reducido* ganando electrones, y uno de los elementos del compuesto se ha *oxidado* perdiendo electrones. Por ejemplo, a continuación se muestra la reacción de la combustión del magnesio.



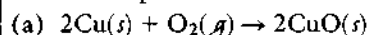
Los números de oxidación de los reactivos, Mg y O_2 , son ambos 0 de acuerdo con la regla 1. El número de oxidación del O es -2 en el MgO, como indica la regla 4. El número de oxidación del Mg en el MgO es +2 según la regla 5. Por lo tanto, el oxígeno gas experimenta un cambio en el número de oxidación de 0 a -2, ganando dos electrones, y por lo tanto debe haberse reducido. A la inversa, el magnesio experimenta un cambio en el número de oxidación de 0 a +2, perdiendo dos electrones, lo que corresponde a la definición de oxidación.

Ejemplo resuelto 4

Asignar los números de oxidación de cada átomo en las siguientes reacciones:



SOLUCIÓN Recordar que la pérdida de un electrón hace el número de oxidación más positivo debido a la carga electronegativa del electrón.



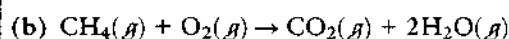
Regla 1: Todos los elementos puros tienen un número de oxidación de 0.
 $\text{Cu} = 0$, $\text{O}_2 = 0$

Regla 4: El oxígeno en los compuestos tiene un número de oxidación de -2.

O en el $\text{CuO} = -2$

Regla 5: La suma de los números de oxidación debe ser 0 para compuestos neutros.

Cu en el $\text{CuO} = +2$



Regla 1: Todos los elementos puros tienen un número de oxidación de 0.
 $\text{O}_2 = 0$

Regla 3: El hidrógeno en los compuestos tiene un número de oxidación de +1.

H en el $\text{CH}_4 = +1$

H en el $\text{H}_2\text{O} = +1$

Regla 4: El oxígeno en los compuestos tiene un número de oxidación de -2.

O en el $\text{CO}_2 = -2$

O en el $\text{H}_2\text{O} = -2$.

Regla 5: La suma de los números de oxidación debe ser 0 para los compuestos neutros.

C en el $\text{CH}_4 = -4$

C en el $\text{CO}_2 = +4$

Práctica 9.4

Determinar qué elementos se oxidan y qué elementos se reducen en las reacciones redox del ejemplo resuelto 4.

RESPUESTA

(a) El Cu pasa de -2 a +2, con una pérdida de $4 e^-$. El Cu se oxida.

El O pasa de 0 a -2, con una ganancia de $2 e^-$ por átomo de O. El O se reduce.

(b) El C pasa de -4 a +4, con una pérdida de $8 e^-$. El C se oxida.

El O pasa de 0 a -2, con una ganancia de $2 e^-$ por átomo de O. El O se reduce.

9.4 | La termoquímica del fuego



Objetivo de aprendizaje

Describir cómo afecta el calor a los procesos físicos y químicos.

El triángulo del fuego indica que se necesita combustible, oxígeno y calor. Pero si un fuego produce calor, ¿por qué requiere calor para producirse? El calor se necesita para iniciar la reacción de combustión por dos razones. La primera, el combustible líquido o sólido se debe convertir en vapor antes de que la reacción de combustión ocurra. La segunda, se requiere energía para empezar la reacción de los vapores de combustible con el gas oxígeno. Veremos cada uno de estos requerimientos.

Energía necesaria para producir reactivos gaseosos

Para un combustible líquido debe haber suficiente calor para evaporar el líquido al estado gaseoso. Los combustibles sólidos deben experimentar un

proceso llamado **pirólisis**, una reacción de descomposición que produce pequeños compuestos gaseosos que pueden experimentar la reacción de combustión. Se producen muchos compuestos químicos diferentes como resultado de la pirólisis, pero algunos de los productos más comunes son monóxido de carbono, oxígeno gas y alcanos pequeños.

Un proceso químico o físico que requiera absorber calor para que pueda producirse es un proceso **endotérmico**. Los procesos endotérmicos cesan si se elimina la fuente de calor. Por ejemplo, cuando los cables de cobre de un edificio se calientan por un incendio, los átomos de cobre aumentan su energía y, si se añade suficiente calor, el cable sólido comienza a fundirse. El cobre continuará fundiéndose mientras reciba calor del fuego. Cuando los bomberos extinguen el incendio, la fuente de calor se elimina y el cobre deja de fundirse y solidifica.

Un ejemplo relacionado sería la fusión de la caja de plástico de un detector de humos, que tuvo un papel en el análisis de la escena del incendio en el caso de Kenny Richey. Hay dos procesos endotérmicos críticos en el suministro de combustible a un fuego: la evaporación del combustible líquido y la pirólisis de los combustibles sólidos. En ambos procesos, para que el fuego continúe se requiere que el calor se transfiera al combustible desde los alrededores.

Cualquier reacción química o cambio físico que produce o libera calor hacia los alrededores se llama proceso **exotérmico**. Un fuego es un ejemplo excelente de proceso que libera calor. Las reacciones químicas son exotérmicas si la energía final de los productos es menor que la energía de los reactivos. La energía que se libera en una reacción química se almacena en los enlaces entre átomos. Los productos de una reacción química exotérmica tienen menos energía almacenada en los enlaces químicos. El exceso de energía se libera hacia los alrededores.

Para que la combustión de un combustible llegue a ser una reacción en cadena automantenida, el calor producido en el proceso debe ser mayor que el necesario para convertir continuamente el combustible a la fase gaseosa. Cuando se aplica agua a un fuego, ésta absorbe el calor que se produce en la reacción de combustión exotérmica, lo que a su vez deja menos calor libre para la vaporización endotérmica del combustible líquido o para la pirólisis del combustible sólido. De este modo el fuego puede extinguirse.

Energía de activación

¿Qué es lo que hace que una reacción química sea endotérmica en lugar de exotérmica? En cualquier reacción química, los enlaces entre los átomos en los reactivos se deben romper antes de que los átomos puedan reorganizarse para formar nuevos enlaces en los productos. La rotura de los enlaces requiere que se añada energía al sistema, mientras que la formación de nuevos enlaces libera energía. Si la energía liberada por la formación de nuevos enlaces es mayor que la energía usada para romper los enlaces de los reactivos, la reacción es exotérmica. Si la energía liberada por la formación de los enlaces es menor que la energía usada para romper los enlaces de los reactivos, el proceso es endotérmico. En la Figura 9.3 se describen gráficamente los cambios de energía en una reacción química exotérmica.

Esta reacción es exotérmica porque la energía final de los productos es menor que la energía de los reactivos. Obsérvese, sin embargo, que incluso en un proceso exotérmico, para iniciar la reacción la energía se debe absorber primero por los reactivos. La energía necesaria para iniciar una reacción se llama **energía de activación**, y representa una barrera que los reactivos deben

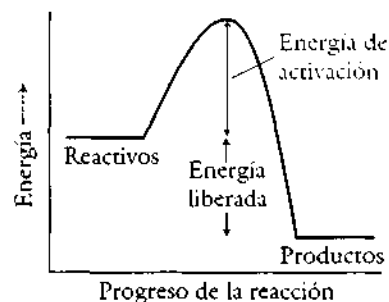


Figura 9.3 Diagrama de energía de una reacción exotérmica. En un proceso exotérmico los reactivos tienen una energía mayor que los productos. La energía de activación (flecha verde) es la cantidad de energía que deben absorber los reactivos para que se produzca la reacción. Esta energía se usa para romper los enlaces en los compuestos reactivos. Como se forman enlaces nuevos, la energía se libera y la cantidad de energía inicialmente absorbida se recupera. Como la reacción continúa liberando energía, se produce una liberación de energía neta (flecha roja).

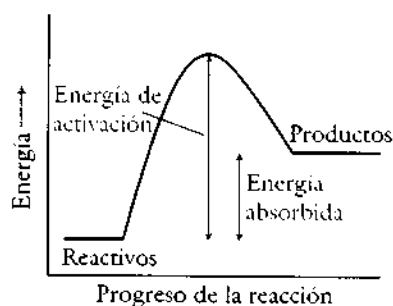


Figura 9.4 Diagrama de energía de una reacción endotérmica. En un proceso endotérmico los reactivos tienen menor energía que los productos. La energía de activación (flecha verde) es la cantidad de energía que se requiere para que las moléculas del reactivo formen correctamente el producto. La cantidad de energía absorbida (flecha azul) es la cantidad de energía añadida a los productos.

superar antes de poder reaccionar. La energía de activación es la energía necesaria para romper los enlaces que mantienen juntos a los reactivos.

Si se mezclan gas metano y gas oxígeno no se produce inmediatamente una reacción de combustión, porque las moléculas no tienen suficiente energía para cruzar la barrera representada por la energía de activación. Para que el metano y el oxígeno puedan reaccionar se debe añadir energía al sistema, normalmente con una fuente de ignición. La energía añadida ofrece a los reactivos suficiente energía para cruzar la barrera de la energía de activación, permitiendo que se produzca la reacción. Pero se ha de tener en cuenta que precisamente porque las moléculas del reactivo tienen suficiente energía para cruzar la barrera de energía de activación esto no implica que *todas* las moléculas formarán el producto (lo veremos con mayor profundidad en el Capítulo 11).

En la Figura 9.4 se muestran los cambios de energía en una reacción química endotérmica. La reacción es endotérmica porque los productos tienen una energía total mayor que los reactivos. La energía de activación (flecha verde) representa de nuevo la energía necesaria para que se produzca la reacción. Sin embargo, si la reacción continúa y se forman los nuevos enlaces, la energía necesaria para cruzar la barrera de energía de activación *no* se libera. Más bien, parte de la energía añadida al sistema se almacena en los enlaces de los compuestos de los productos. En la Figura 9.4, la flecha azul representa la cantidad de energía almacenada en las moléculas de los productos.

Un fuego puede difundirse fácilmente desde su punto de origen hasta abarcar totalmente el contenido de una habitación, en un proceso llamado **incendio súbito**. En un incendio súbito, el calor de un fuego en una zona pequeña sube hasta el techo y entonces se distribuye por toda la habitación. Si el fuego continúa, la capa caliente de humo y gases justo debajo del techo aumenta su temperatura y espesor. Debido a que el calor está limitado por el techo irradia hacia abajo, calentando el mobiliario combustible que queda y que aún no se ha quemado.

El calentamiento por radiación del mobiliario continúa hasta que la madera alcanza su temperatura de **autoignición**, la temperatura a la cual el material se quemará sin una chispa ni una llama en contacto directo con ella. Esto puede ocurrir porque están presentes todos los componentes del triángulo del fuego (combustible, oxígeno y calor). La radiación calorífica sobre el mobiliario proporciona la energía de activación necesaria para la reacción de combustión. Una vez que el mobiliario tiene suficiente energía para superar la barrera de activación, la reacción de combustión continúa mientras haya oxígeno suficiente en la habitación. ¡El proceso entero puede ocurrir en menos de dos minutos desde el inicio del fuego!

Ejemplo resuelto 5

¿Cómo afecta a la posibilidad de un incendio súbito ventilar una habitación?

SOLUCIÓN Ventilar una habitación elimina la capa caliente de humo bajo el techo, y por lo tanto elimina la fuente de energía necesaria para que el material combustible alcance su temperatura de ignición.

Práctica 9.5

¿Qué ocurre con el exceso de energía producida en una reacción exotérmica?

RESPUESTA

El calor se absorbe por el entorno (aire, vaso de precipitados, etc.), lo que aumenta su temperatura debido al aumento de la energía cinética de las partículas que absorben la energía.

9.5 | Capacidad calorífica y cambios de fase

La reconstrucción de la escena de un incendio para determinar su causa se basa en la habilidad del investigador para interpretar las pruebas físicas dejadas y combinar este conocimiento con una comprensión de las propiedades físicas y químicas de las sustancias en un fuego. Una vez establecida la causa del fuego, el investigador puede determinar si fue fortuito o intencionado.

Una prueba física a tener en cuenta es la presencia o ausencia de materiales fundidos, por ejemplo el vidrio de las bombillas eléctricas, que se ablanda por el calor de un fuego. Debido a que las bombillas eléctricas de más de 25 vatios están presurizadas con gases inertes, la bombilla se abomba hacia fuera en la dirección de una fuente de calor intensa. Los plásticos y los metales usados en todos los edificios pueden ser indicadores de la temperatura de un fuego, dependiendo de si los materiales se han fundido.

Los materiales también pueden producir líneas de demarcación entre las regiones de temperatura. Por ejemplo, el cobre, comúnmente usado para cables eléctricos y fontanería, puede indicar en qué lugar de la pared la temperatura ha excedido los 1082 °C, punto de fusión del metal. El cobre que se calienta en un fuego tiende a fundirse a lo largo de su superficie y a fluir hacia puntos más bajos, formando glóbulos y áreas delgadas.

No todos los objetos tienen la misma capacidad para absorber calor. La **capacidad calorífica específica** (C_p), también conocida como *calor específico*, es una medida del calor necesario para aumentar 1 °C la temperatura de un 1 gramo de una sustancia. Si una sustancia tiene un calor específico elevado, se necesita gran cantidad de calor para aumentar 1 °C la temperatura de 1 gramo de esa sustancia. La misma cantidad de calor podría aumentar varios grados la temperatura de 1 gramo de otra sustancia diferente.

El agua, por ejemplo, tiene una capacidad calorífica específica de 4,184 J/g · °C, es decir, se necesitan 4,184 J de calor para aumentar 1 °C la temperatura de 1 gramo de agua. El agua, de hecho, tiene una capacidad calorífica específica inusualmente elevada en comparación con todos los demás materiales. Por ejemplo, el material de construcción madera tiene una capacidad calorífica de 1,70 J/g · °C. En la lucha contra incendios se necesita más energía, gramo a gramo, para calentar agua que para enfriar la madera: ¡una tremenda ventaja! La Tabla 9.1 proporciona una lista representativa de las capacidades caloríficas específicas de materiales de interés en la reconstrucción de escenas de incendios.



Objetivo de aprendizaje

Describir qué ocurre cuando se añade calor a una sustancia.

Tabla 9.1 Capacidades caloríficas específicas.

| Material | Calor específico (J/g · °C) |
|-----------------------------|-----------------------------|
| Aluminio | 0,90 |
| Cobre | 0,38 |
| Gasolina | 2,01 |
| PVC (cloruro de polivinilo) | 1,05 |
| Madera | 1,70 |
| Cemento | 0,80 |
| Tablero de partículas | 1,30 |
| Polietileno | 1,90 |
| Vidrio de sílice | 0,75 |
| Yeso de la pared | 1,05 |

Ejemplo resuelto 6

¿Qué ocurre con las partículas de un objeto frío si se calienta?

SOLUCIÓN Las partículas que componen el objeto (moléculas, átomos o iones) están absorbiendo el calor, que aumenta su energía cinética.

Práctica 9.6

La capacidad calorífica específica del agua es de $4,184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$, que es más de dos veces la de la gasolina ($2,01 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$). Explicar la función de las fuerzas intermoleculares que hacen que la capacidad calorífica específica del agua sea más de dos veces mayor que la de la gasolina.

RESPUESTA

La baja capacidad calorífica específica de la gasolina comparada con la del agua indica que es más fácil aumentar la energía cinética de las partículas de la gasolina, lo que resulta en un incremento de la temperatura. Es más fácil aumentar la energía cinética de la gasolina porque las moléculas orgánicas no polares que componen la gasolina tienen unas fuerzas intermoleculares más débiles que las moléculas polares del agua.

La temperatura de un incendio típico en un edificio puede alcanzar fácilmente 1300°C o más, bien por encima del punto de ebullición del agua (100°C a presión atmosférica) que utilizan los bomberos para extinguir el fuego. La Figura 9.5 muestra un gráfico de la temperatura del agua si se añade calor en un sistema.

Obsérvese que si el agua absorbe el calor, la temperatura aumenta linealmente hasta que alcanza una meseta en el punto de ebullición de 100°C . La temperatura del agua permanece constante en el punto de ebullición hasta que toda el agua se ha convertido en vapor (vapor de agua). Entonces la temperatura del vapor aumenta por encima de 100°C si absorbe más calor. La cantidad de energía que se requiere para convertir un líquido en gas se llama **calor de vaporización**. La energía se absorbe por las moléculas en fase líquida, aumentando su energía cinética hasta que las partículas pueden superar las fuerzas intermoleculares atractivas que las mantienen en estado líquido.

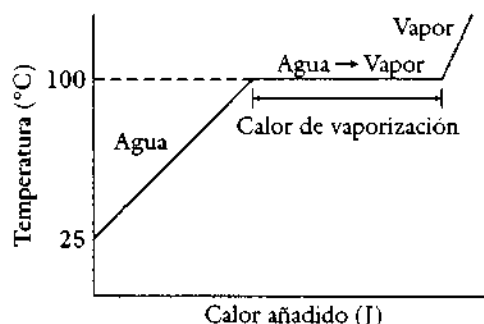


Figura 9.5 Temperatura del agua en relación al calor añadido. Se añade calor al agua a temperatura ambiente, lo que hace que la temperatura del agua aumente. Cuando el agua alcanza la temperatura del punto de ebullición, la energía calorífica convierte el agua líquida en vapor. La cantidad de calor que se requiere para esta conversión se llama *calor de vaporización*. Cuando toda el agua se ha convertido en vapor, la temperatura de éste aumenta.

Tabla 9.2 Calor de vaporización para líquidos inflamables.

| Material | Calor de vaporización (J/g) |
|--------------------|-----------------------------|
| Gasolina | 349 |
| Combustible diesel | 233 |
| Etanol | 921 |
| Terpentina | 293 |
| Queroseno | 250 |
| Agua | 2258 |

Para el agua, el calor de vaporización es 2258 J/g. La Tabla 9.2 ofrece una lista representativa de los calores de vaporización de los líquidos inflamables que con frecuencia desempeñan un papel importante en la investigación de un incendio provocado.

Ejemplo resuelto 7

¿Qué proceso enfría el fuego más efectivamente, calentar agua a 100 °C o evaporar el agua a vapor? Asumir que al inicio el agua está a 25 °C.

SOLUCIÓN Del calor de vaporización del agua se sabe que se necesitan 2258 J para evaporar 1 gramo de agua. El calor específico del agua muestra que 1,00 g de agua requiere 4,184 J para aumentar la temperatura 1,00 °C. El agua tiene que calentarse desde 25,0 °C hasta 100,0 °C, un incremento de 75,0 °C. Por lo tanto, el agua absorbe

$$4,184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C} \times 1,00 \text{ g} \times 75,0 ^\circ\text{C} = 314 \text{ J}$$

Por ello se elimina más calor evaporando el agua que calentándola.

Práctica 9.7

¿Cree que el calor de vaporización del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) es diferente del calor de vaporización del etano (CH_3CH_3)? ¿Por qué?

RESPUESTA

La presencia de un grupo funcional alcohólico (OH) en la molécula de etanol aumenta el calor de vaporización si se compara con un alcano simple, porque el etanol es una molécula polar. El alcohol tiene fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo, y tiene la capacidad de formar enlaces con el hidrógeno, y el etano no. Superar las fuerzas intermoleculares más fuertes en el alcohol requiere más energía para que el líquido se evapore.

Los pirómanos cometen frecuentemente el error de suponer que un líquido inflamable usado para empezar un fuego se consumirá completamente en el incendio resultante. Incluso aunque la temperatura de un fuego supere los 1000 °C, los componentes de la gasolina que tienen puntos de ebullición entre 40 °C y 200 °C se pueden encontrar en las muestras. Los líquidos inflamables empapan rápidamente la mayoría de los objetos de una habitación, tales como moquetas, suelos de madera, cemento y muebles. Raras veces un fuego destruye completamente todos estos materiales, de modo que se pueden detectar trazas del acelerante en los escombros. Sólo arden los vapores

Tabla 9.3 Calor de fusión de diversos materiales.

| Material | Calor de fusión (J/g) |
|------------------------------|-----------------------|
| Cobre | 207 |
| Hierro | 247 |
| Aluminio | 397 |
| Polietileno de baja densidad | 98 |
| Polietileno de alta densidad | 296 |

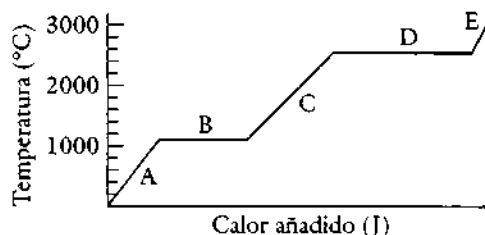
del líquido inflamable, y el que queda por debajo de las llamas continúa empapando el material absorbente. Debido a que el calor aumenta, la temperatura por debajo de la llama es considerablemente más baja que por encima de ella. Además, como el fuego arde hacia arriba, los escombros y las cenizas que caen hacia abajo tienden a sofocar las llamas que están quemando el acelerante, preservándolo así para futuros análisis. Mientras tanto, el fuego se extiende a otros materiales y el incendio continúa.

Como vimos antes, los investigadores de la escena de un incendio pueden estimar la temperatura del fuego determinando si se ha fundido el cable de cobre de las paredes. Otros metales comunes encontrados en la escena de un incendio son latas de aluminio (punto de fusión de 660°C) y resortes de acero de los muebles (punto de fusión desde 1100°C hasta 1600°C , dependiendo del tipo de acero).

La cantidad de calor que se requiere para fundir por completo un sólido se denomina **calor de fusión** y es análogo al calor de vaporización comentado al principio de esta sección. Cuando un material sólido supera su punto de fusión, no se funde de forma instantánea. Debe absorber calor para aumentar la energía cinética de las partículas sólidas hasta que tienen suficiente energía para superar las fuerzas que las mantienen en estado sólido y pasar a la fase líquida. La Tabla 9.3 proporciona una lista de calores de fusión para materiales comunes.

Ejemplo resuelto 8

El siguiente gráfico representa la curva de calor para el cobre. Estimar el punto de fusión y el punto de ebullición del cobre.



SOLUCIÓN El punto de fusión corresponde a la temperatura de la meseta de la región B. Extrapolando la línea hacia el eje y, es razonable un valor estimado de 1050°C (el valor real es 1083°C). El punto de ebullición corresponde a la meseta de la región D, con un valor estimado de 2600°C (el valor real es 2595°C).

Práctica 9.8

Para cada zona distinta en la curva de calor del cobre, proporcionar una descripción del proceso físico que está ocurriendo.

RESPUESTA

En la región A, la temperatura del cobre sólido aumenta. En la región B, el cobre sólido cambia a cobre líquido, y la temperatura permanece constante. En la región C, la temperatura del cobre líquido (fundido) aumenta. En la región D, el cobre líquido hierve y cambia a cobre en estado gaseoso; la temperatura permanece constante. En la región E, la temperatura del cobre gaseoso aumenta.

9.6 Las matemáticas de la capacidad calorífica

La capacidad calorífica específica de un material se usa habitualmente para calcular la cantidad de energía necesaria para aumentar la temperatura de un objeto hecho de ese material. Por ejemplo, ¿cuánta energía en julios se necesita para calentar 10,0 g de cable de cobre (Cu) desde una temperatura ambiente de 25,0 °C hasta el punto de fusión de 1082 °C? La ecuación para el cálculo del calor requerido es:

**Objetivo de aprendizaje**

Calcular el calor necesario para los cambios de fase y los cambios de temperatura.

$$\underbrace{q}_{\substack{\text{Calor} \\ \text{(J)}}} = \underbrace{C_p}_{\substack{\text{Calor específico} \\ \left(\frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}\right)}} \times \underbrace{M}_{\substack{\text{Masa} \\ \text{(g)}}} \times \underbrace{\Delta T}_{\substack{\text{Variación} \\ \text{de temperatura} \\ \text{(}^\circ\text{C)}}}$$

Ver el calor específico del cobre en la Tabla 9.1 y examinar las unidades con cuidado:

$$\underbrace{0,38 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}}_{\substack{\text{Unidades finales} \\ \text{deseadas}}} \times \underbrace{10,0 \text{ g} \times 1057^\circ\text{C}}_{\substack{\text{Unidades canceladas}}} = 4,0 \times 10^3 \text{ J}$$

Ejemplo resuelto 9

Sabiendo que el calor específico del aluminio (Al) es 0,90 J/g · °C, para calentar cable de Al desde 25 °C hasta su punto de fusión de 660 °C, ¿se necesitará más o menos energía que en el ejemplo anterior?

SOLUCIÓN

$$q = C \times m \times \Delta T$$

$$C = 0,90 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$$

$$m = 10,0 \text{ g}$$

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}} = 660 - 25 = 635 ^\circ\text{C}$$

El calor necesario es

$$0,90 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 10,0 \text{ g} \times 635 ^\circ\text{C} = 5,7 \times 10^3 \text{ J}$$

Se necesita más energía para calentar 10,0 g de Al a 660 °C que para calentar 10,0 g de Cu a 1082 °C.

Práctica 9.9

Si 25,3 g de un objeto metálico absorben $3,50 \times 10^3$ J de energía, y la temperatura aumenta de 25 °C a 235 °C, ¿cuál es el calor específico del metal?

RESPUESTA

0,659 J/g · °C

Ejemplo resuelto 10

Calcular la cantidad de calor necesaria para evaporar 100,0 mL de gasolina. La densidad de la gasolina es 0,730 g/mL y el calor de vaporización es 349 J/g.

SOLUCIÓN

Paso 1. Determinar la masa de gasolina presente (100,0 mL *no* es igual a 100,0 g a menos que se trate del agua, que tiene una densidad de 1 g/mL) usando $D = m/V$ o $m = D \times V$:

$$0,730 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 100,0 \text{ mL} = 73,0 \text{ g}$$

Paso 2. El calor requerido para evaporar 73,0 g de gasolina es

$$73,0 \text{ g} \times \frac{349 \text{ J}}{\text{g}} = 2,54 \times 10^4 \text{ J}$$

Práctica 9.10

¿Cuántos gramos de Cu se pueden fundir con una energía calorífica de $2,50 \times 10^3$ J?

RESPUESTA

12,1 g

9.7 La primera ley de la termodinámica y la calorimetría

Objetivo de aprendizaje

Describir cómo se mide la cantidad de calor producido en las reacciones de combustión.

Como se ha comentado en las secciones anteriores de este capítulo, las reacciones de combustión no sólo requieren energía de activación sino también energía para cambiar de fase y pirólisis para convertir materiales combustibles en reactivos gaseosos. Sin embargo, una vez que la reacción de combustión llega a automantenerse, el fuego produce más energía que la necesaria para mantener la reacción. ¿Qué ocurre con el exceso de energía?

La **primera ley de la termodinámica**, también conocida como la *ley de la conservación de la energía*, se basa en el principio de que la energía ni se crea ni se destruye. La cantidad de energía liberada en un proceso debe ser igual a la cantidad de energía absorbida por el resto del sistema. Por ejemplo, la energía liberada en un fuego se absorbe por el aire de alrededor o por algún objeto próximo a la reacción. La cantidad total de energía antes y después del fuego permanece constante.

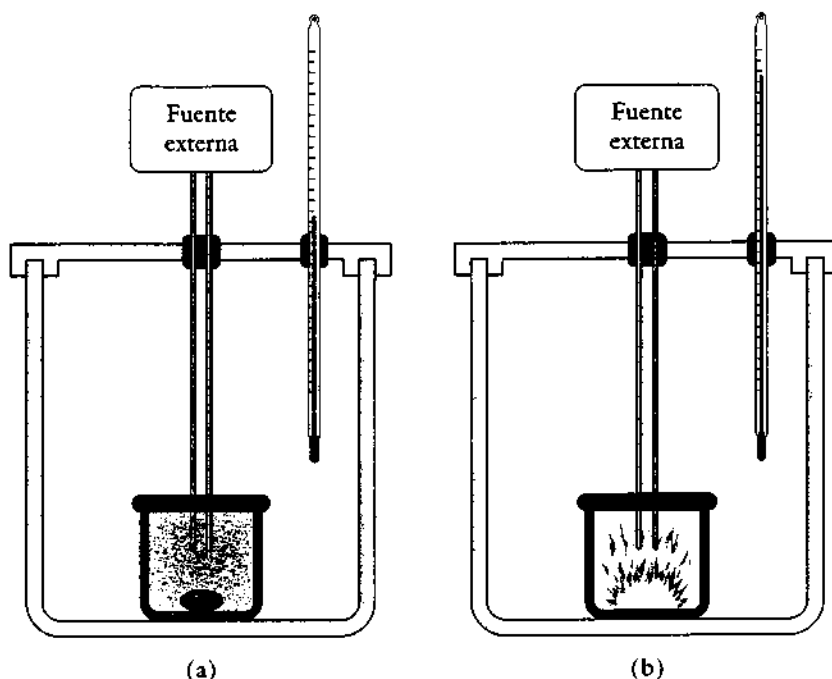


Figura 9.6 Calorímetro para medir el contenido en energía. (a) La cámara interna de un calorímetro contiene una muestra para su análisis (combustible), un entorno de oxígeno puro y una fuente de ignición. (b) El calor producido por la reacción de combustión se transfiere al agua que rodea completamente el recipiente de la reacción. El calor producido se puede medir por el aumento de la temperatura del agua.

La ley de la conservación de la energía se usa experimentalmente en la ciencia de la **calorimetría**. Los métodos calorimétricos determinan el calor liberado en una reacción de combustión midiendo el aumento de la temperatura del agua que rodea la reacción. En la Figura 9.6 se muestra un calorímetro típico.

Un calorímetro consiste en una cámara sellada que está sumergida completamente en un depósito de agua. La cámara contiene una fuente de combustible y oxígeno. El combustible se incendia con una chispa eléctrica suministrada por una fuente externa. La energía de la reacción de combustión es absorbida totalmente por el agua que rodea la cámara, haciendo que su temperatura aumente. Entonces el calor liberado puede determinarse a partir del calor específico del agua, del cambio de temperatura de la muestra de agua y del volumen del agua.

Un **calorímetro** también se denomina **bomba calorimétrica** debido a que el combustible se convierte en productos gaseosos que quedan confinados a presiones elevadas dentro del contenedor sellado. Se utilizan siempre pequeñas cantidades de combustible, y por fuera el contenedor es de acero inoxidable grueso para soportar la presión.

Los calorímetros también se usan para estudiar la cantidad de calor producido por la combustión de muebles, tapicerías, alfombras y diversos materiales de construcción. Puesto que los investigadores de incendios no sólo están interesados en la cantidad de calor que se produce cuando un material arde, sino también en cuánto tiempo necesita para producir su punto máximo de calor, utilizan un calorímetro ligeramente modificado, llamado **calorímetro de cono**. Un calorímetro de cono está diseñado para medir el calor de

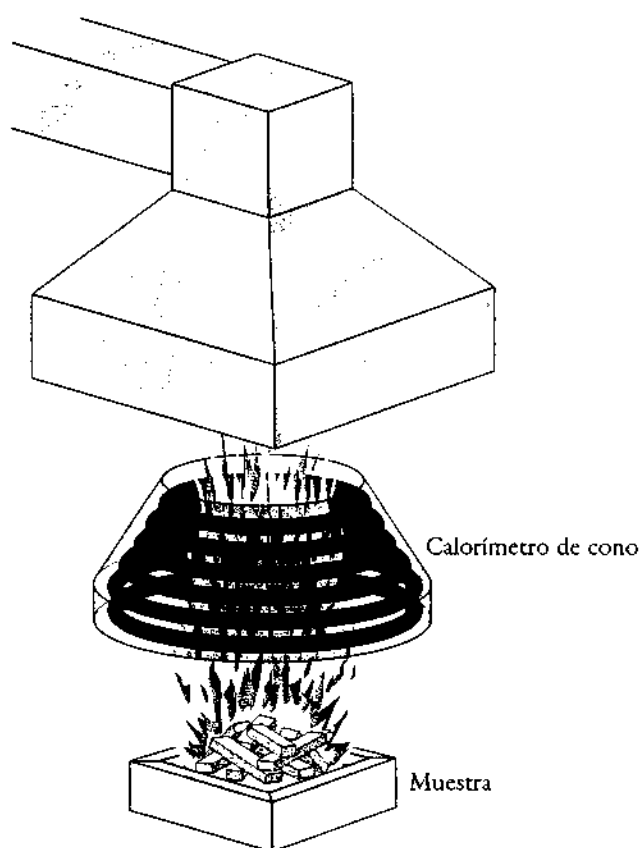


Figura 9.7 Calorímetro de cono. Un calorímetro de cono calienta una muestra hasta el punto de ignición mientras mide la concentración de oxígeno en el aire que hay por encima del objeto que arde. La cantidad de oxígeno consumido se usa para calcular la cantidad de calor liberado por la muestra. El calor liberado se registra en función del tiempo para proporcionar una descripción exacta de cómo se comportaría la muestra en un fuego real.

combustión de materiales inflamables controlando el descenso del oxígeno en el aire recogido por encima de la muestra que arde. La Figura 9.7 muestra un calorímetro de cono típico.

En un calorímetro de cono se calienta una muestra hasta que arde, se capturan los gases que hay por encima de las llamas en una campana y se pasan por un sensor de oxígeno. Se sabe que una reacción de combustión produce aproximadamente 13 kJ de calor por gramo de gas oxígeno consumido. El descenso en la concentración de gas oxígeno por encima del fuego corresponde a un mayor consumo de oxígeno, y por lo tanto a una mayor liberación de calor. Se utilizan los calorímetros de cono porque suministran oxígeno atmosférico a la reacción, mientras que una bomba calorimétrica funciona con un entorno de oxígeno puro. También hay calorímetros a gran escala, contruidos para estudiar la combustión de piezas completas de mobiliario.

Los calorímetros de cono han cambiado la manera de evaluar las causas de un incendio de los investigadores. En los últimos 50 años, nuestras casas se han llenado cada vez más con materiales de espuma, especialmente en los muebles y colchones. Debido a que las espumas están fabricadas con productos del petróleo, tienden a ser excelentes fuentes de combustible y con frecuencia arden fácilmente, liberando una gran cantidad de calor en los incendios. El ca-

lor es una de las tres partes necesarias del triángulo del fuego, y una de las causas clave de los incendios súbitos. Los calorímetros de cono han ayudado a mostrar que en las casas modernas los fuegos se producen más rápido y alcanzan antes temperaturas más altas que 50 años atrás.

En el caso de Kenny Richey, un perito testificó que la velocidad con que el fuego engulló el edificio era una prueba de que el fuego había sido provocado. Sin embargo, debido a la gran cantidad de productos basados en el petróleo que hay en una casa moderna, esto no es un método exacto para determinar si el fuego fue provocado.

9.8 | Las matemáticas de la calorimetría

El calor producido (o absorbido) por una reacción o proceso debe ser absorbido (o suministrado) por el entorno. Matemáticamente, es necesario usar una convención de signos para describir la transferencia de calor. Si el sistema en estudio libera calor por un proceso exotérmico, la cantidad de calor se indica con un signo negativo; si el calor se absorbe en un proceso endotérmico, la cantidad de calor se indica con un signo positivo.

Por ejemplo, si un objeto metálico caliente se sumerge en agua fría, el calor se transfiere del metal caliente al agua fría. La cantidad de calor que se libera del metal se indica con un signo negativo, y la cantidad de calor ganada por el agua se indica con un signo positivo. De acuerdo con la ley de la conservación de la energía, la cantidad de energía perdida por el metal debe ser igual a la cantidad de energía ganada por el agua. La ecuación de la transferencia de calor es:

$$q_{\text{perdidos}} = q_{\text{ganados}}$$

$$q_{\text{perdidos}} + q_{\text{ganados}} = 0$$

La suma de la cantidad de calor perdida y la cantidad de calor ganada debe ser cero. De lo contrario, sería una violación de la ley de la conservación de la energía. Las reacciones exotérmicas pueden servir también como fuentes de energía en problemas calorimétricos. En este caso, la energía liberada por la reacción química es absorbida por el agua del calorímetro. Para los cálculos, con frecuencia es conveniente resumir la información.

Ejemplo resuelto 11

Se calienta una cantidad desconocida de cobre a 975 °C y se introduce en un calorímetro que contiene 75,0 mL de agua a 24,0 °C. La temperatura del agua aumenta a 31,3 °C. Determinar la cantidad de cobre calentado. Los calores específicos se encuentran en la Tabla 9.1.

SOLUCIÓN Buscando los calores específicos del cobre y el agua en la Tabla 9.1, y usando la densidad del agua conocida:

| Variable | Cobre | Agua |
|---------------------|---|---|
| Masa | X | $75,0 \text{ mL} \times \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ mL}}$ |
| Calor específico | $0,38 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ | $4,184 \text{ J/g} \cdot ^\circ\text{C}$ |
| Temperatura inicial | $975 \text{ }^\circ\text{C}$ | $24,0 \text{ }^\circ\text{C}$ |
| Temperatura final | $31,3 \text{ }^\circ\text{C}$ | $31,3 \text{ }^\circ\text{C}$ |

 **Objetivo de aprendizaje**
Realizar cálculos de calorimetría.

Cálculo 1: el calor ganado por el agua se calcula usando $q = C \times m \times \Delta T$

$$4,184 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 75,0 \text{ g} \times (31,3 ^\circ\text{C} - 24,0 ^\circ\text{C}) = 2,29 \times 10^3 \text{ J}$$

Cálculo 2: el calor liberado por el cobre se calcula de forma similar

$$0,38 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times X \times (31,3 ^\circ\text{C} - 975 ^\circ\text{C}) = \left(-359 \frac{\text{J}}{\text{g}}\right) X$$

Cálculo 3: el calor perdido y el calor ganado suman cero

$$\left(-359 \frac{\text{J}}{\text{g}}\right) X + 2,29 \times 10^3 \text{ J} = 0$$

$$X = \frac{-2,29 \times 10^3 \text{ J}}{-359 \frac{\text{J}}{\text{g}}} = 6,4 \text{ g}$$

Práctica 9.11

El calor de combustión de la gasolina es $-4,40 \times 10^4 \text{ J/g}$. ¿Cuántos gramos de gasolina se queman en un calorímetro que contiene 1000,0 mL de agua si la temperatura aumenta de $25,5 ^\circ\text{C}$ a $46,5 ^\circ\text{C}$?

RESPUESTA

2,00 g de gasolina



Objetivo de aprendizaje

Describir los procesos físicos del refinado del petróleo.

9.9 | Refinado del petróleo

La gasolina y los disolventes para pinturas, que supuestamente usó Kenny Richey, son los acelerantes más comunes usados en los incendios provocados. Estos líquidos y algunos otros, tales como el queroseno y el fluido para mecheros, son un grupo de líquidos muy inflamables y fácilmente obtenibles que se pueden emplear para acelerar un fuego en una casa o en un negocio.

Lo que interesa a los científicos forenses que analizan estos líquidos combustibles es que son mezclas homogéneas obtenidas durante el procesamiento del petróleo crudo a partir de muchos compuestos diversos. Para entender cómo se analizan e identifican estas mezclas, es necesario comprender las bases del refinado del petróleo. En el recuadro de Análisis de las pruebas, en la página 292, se detalla cómo se analizan los productos inflamables del petróleo usando la cromatografía de gases.

El petróleo crudo contiene miles de compuestos. Para refinar el petróleo crudo en compuestos utilizables, primero se calienta en la base de una torre, como se muestra en la Figura 9.8. La temperatura dentro de la torre es más baja arriba y más alta abajo. Cuando el petróleo crudo se calienta, los compuestos con punto de ebullición más bajo, tales como el butano y el propano, pasan a fase gaseosa y viajan hacia lo alto de la torre. Cuando un compuesto alcanza un punto en la torre donde la temperatura es más baja que su punto de ebullición, el compuesto se condensa de nuevo en forma líquida. Así los compuestos se separan por sus puntos de ebullición y se ex-

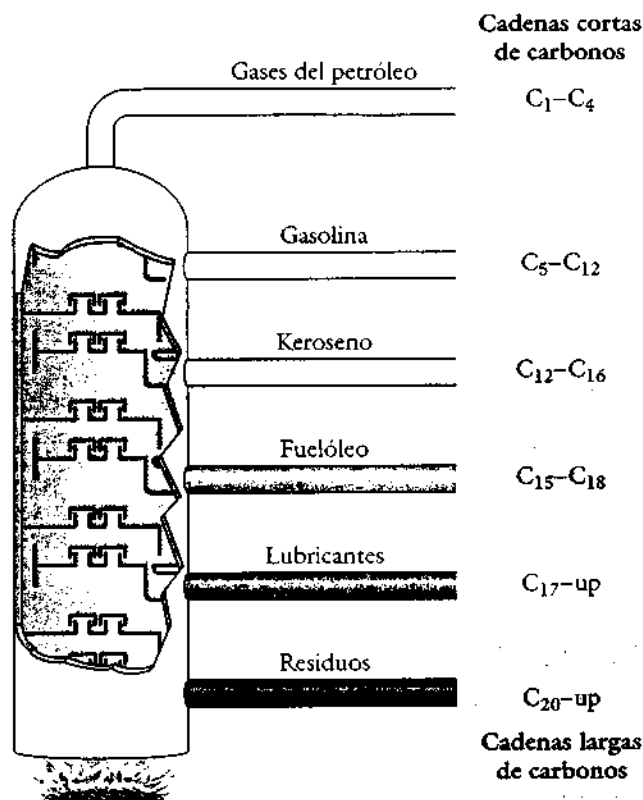


Figura 9.8 Refinado del petróleo crudo. (Adaptada de www.schoolscience.co.uk/content/4/chemistry/fossils/p8.html)

traen a diferentes alturas de la torre. La gasolina tiene componentes con puntos de ebullición entre aproximadamente 40 °C y 220 °C. Los puntos de ebullición de los componentes del queroseno tienen un intervalo de 175 °C a 270 °C.

Hay dos categorías de líquidos ignicionables: líquidos inflamables y líquidos combustibles. La diferencia entre los dos radica en su volatilidad. Un **líquido inflamable** se define como aquel que libera suficientes vapores para producir una combustión a una temperatura inferior a 37,8 °C. Un **líquido combustible** es el que debe conseguir una temperatura mayor de 37,8 °C para liberar suficientes vapores como para producir una combustión. La gasolina es un ejemplo de un líquido inflamable, y el queroseno es un ejemplo de un líquido combustible. Si usted se está preguntando por qué se ha elegido una temperatura tan singular, la respuesta está en la escala Fahrenheit: 37,8 °C son 100 °F.

Cada producto obtenido en el refinado del petróleo crudo tiene una serie única de compuestos. La mezcla de compuestos que componen la gasolina es diferente de la mezcla de compuestos que componen el queroseno. Para identificar si un acelerante es queroseno o gasolina, es necesario determinar qué compuestos componen el acelerante desconocido y compararlos con muestras estándar de cada uno. La cromatografía proporciona un método experimental para separar y detectar múltiples compuestos en una mezcla.

Análisis de las pruebas | Cromatografía de gases

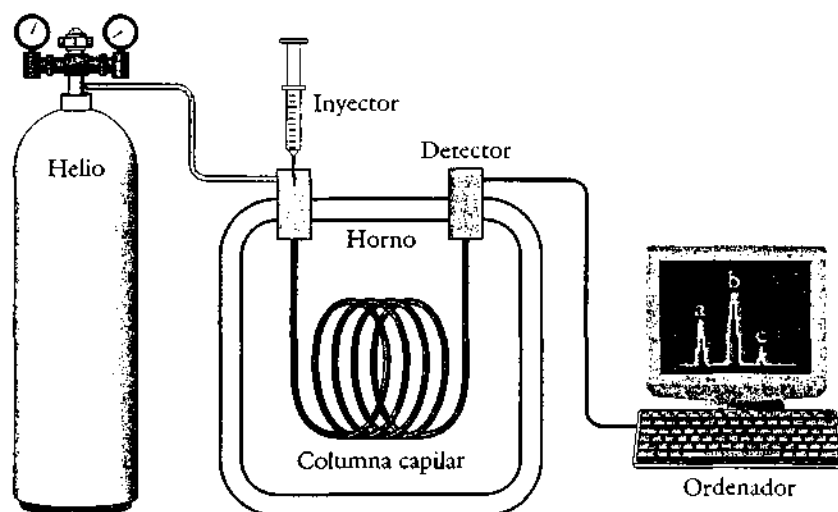


Figura 9.9 Un sistema típico de cromatografía de gases. Se coloca una mezcla de compuestos en una fase estacionaria, y se pasa una fase móvil a través del sistema. Las muestras introducidas en el sistema se evaporan y pasan por la fase estacionaria en un horno de temperatura controlada. Cada compuesto tarda un tiempo diferente en las fases móvil y estacionaria a medida que pasa por el sistema, según su atracción física por la fase estacionaria y por la fase móvil. La separación de los compuestos se basa en la polaridad y el punto de ebullición de cada uno.

Si se usa un acelerante para iniciar un fuego, se pueden usar pequeñas cantidades recogidas después del incendio para identificar el tipo de líquido combustible utilizado. Los compuestos presentes en una muestra de gasolina son diferentes de los hallados en una muestra de queroseno. Para identificar el acelerante se debe averiguar qué tipos de compuestos hay en la muestra. La **cromatografía de gases** (GC, por sus siglas en inglés) es el método ideal para analizar líquidos volátiles, porque separa los compuestos basándose en sus puntos de ebullición y su polaridad. En la Figura 9.9 se muestra un esquema del sistema de cromatografía de gases.

La muestra a analizar se carga en una jeringa y se inyecta en un puerto inyector caliente. La cantidad de muestra que se necesita es muy pequeña, algunos microlitros (μL). El inyector caliente sirve para dos propósitos: evapora la muestra líquida y la intro-

duce en la columna que contiene la fase estacionaria. La fase móvil, normalmente gas helio, transporta la muestra a través de un tubo de vidrio estrecho y largo, llamado *columna capilar*. La columna capilar tiene su superficie interior recubierta con una capa fina de un líquido no volátil, que es la fase estacionaria. La columna capilar se coloca dentro de un horno para poder controlar la temperatura. Los compuestos más volátiles de la muestra, aquellos que tienen el punto de ebullición más bajo, son arrastrados rápidamente por el gas helio a través de la columna. Los compuestos que tienen polaridades similares a la fase estacionaria tardan más en alcanzar el detector. La temperatura de la columna aumenta típicamente en el transcurso del proceso, de manera que los compuestos con puntos de ebullición más altos podrán viajar por la columna hasta el detector en un tiempo razonable.



9.10 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: "Falso y poco fiable"

Las pruebas científicas contra Kenny Richey consistieron en un análisis de los restos del fuego por cromatografía de gases, un análisis de la escena del incendio y un testigo que afirmó que Richey admitió haber incen-

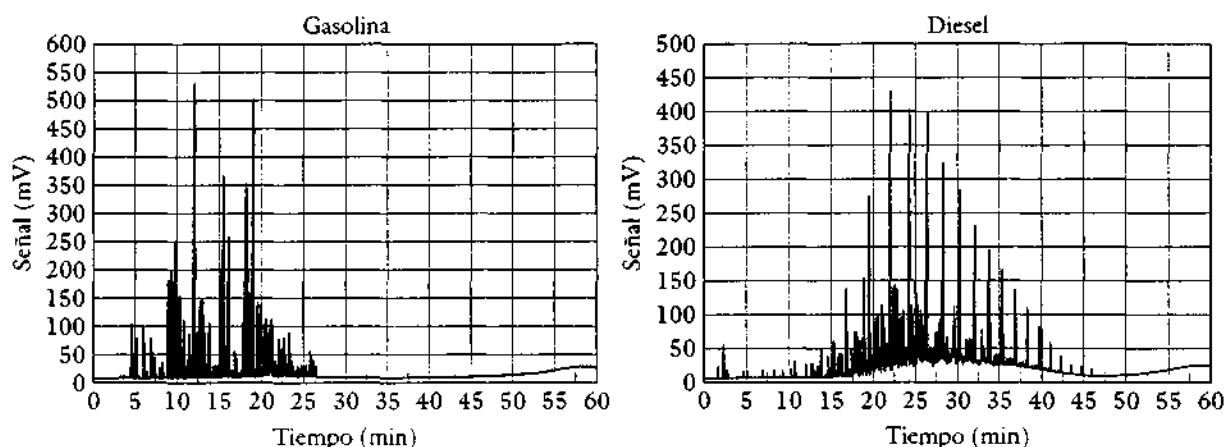


Figura 9.10 Cada línea del cromatograma representa un único compuesto presente en la gasolina o el combustible Diesel. El análisis de una muestra de un incendio persigue encontrar una igualdad entre los picos importantes hallados en la muestra investigada y los picos obtenidos de una muestra conocida de acelerante. (www.eti-geochemistry.com/pdf/HRCC-standards.pdf)

Cuando cada compuesto alcanza el detector, ello provoca una respuesta en la cual la altura del pico es proporcional a la concentración del compuesto en la muestra. El tiempo desde la inyección de la muestra hasta que se detecta el pico de respuesta del compuesto se llama **tiempo de retención**. Mientras todas las muestras se analicen en el mismo sistema cromatográfico usando el mismo método, el tiempo de retención de cada compuesto no cambiará. Se compara entonces un gráfico de los datos, llamado **cromatograma**, con un estándar de acelerantes conocidos. En la Figura 9.10 se muestran los cromatogramas representativos de la gasolina y el combustible Diesel.

Si un investigador de un incendio provocado cree que se vertió un acelerante sobre una moqueta, recogerá una muestra de la moqueta lejos del punto sospechoso de ser el origen del fuego. Esto se llama *muestra blanca* porque se utiliza para determinar la cantidad de compuestos orgánicos del entorno. Algunos de los mismos compuestos de la gasolina y el queroseno se pueden encontrar en limpiadores domésticos, insecticidas y adhesivos que se usan para las moquetas y los suelos laminados. Estos compuestos

también se pueden producir como resultado de la pirólisis de plásticos y polímeros. Si no se evalúa una muestra blanca, cualquiera de ellos podría dar un resultado falso positivo como acelerante.

Las muestras sospechosas de incendios provocados normalmente consisten en madera carbonizada, ropa o moqueta tomadas de la escena del fuego. Para aislar los posibles acelerantes, las muestras se sellan en viales herméticos. Si está presente un acelerante como la gasolina o el queroseno, se obtienen los vapores de estos líquidos en el contenedor sellado. Entonces se toma una muestra del aire que rodea a la muestra con una jeringa hermética y se inyecta en un sistema de cromatografía de gases para su análisis.

Un método más sofisticado, llamado cromatografía de gases-espectroscopia de masas (CG-MS), se usa para medir no sólo el tiempo de retención sino también la masa molecular de cada compuesto. Esto asegura que los picos que aparecen en un tiempo de retención común en dos cromatogramas diferentes realmente representan el mismo compuesto. La espectroscopia de masas se explica en el apartado de Análisis de las pruebas del Capítulo 10.

diado el apartamento. ¿Cuál es la nueva prueba que se menciona en la cita textual del fiscal? La prueba nueva era, de hecho, la prueba antigua evaluada por varios destacados expertos mundiales. En el primer juicio de Kenny, su abogado contrató un perito inepto y no cualificado, que acabó testificando para el fiscal.

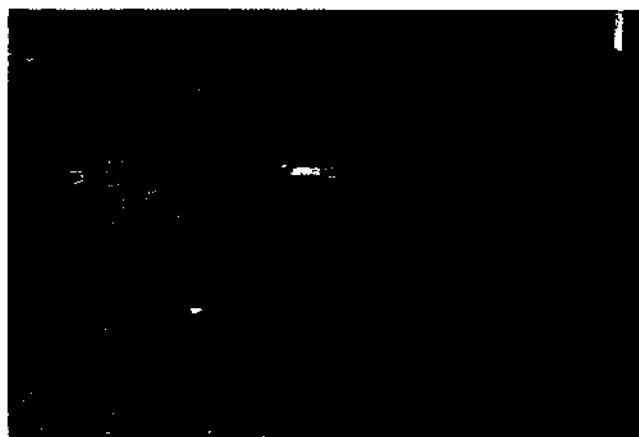


Figura 9.11 Recogida y almacenamiento inadecuados de pruebas de un posible incendio provocado. (Cortesía de Goodwin Procter, LLP.)

El Dr. Andrew Armstrong había sido el experto responsable de analizar los restos del incendio que mató a 71 personas en Branch Davidian Compound, en Waco, Texas. En el caso de Kenny Richey, el Dr. Armstrong testificó sobre el análisis de las pruebas por cromatografía de gases y determinó no sólo que las muestras se tomaron de forma inapropiada, sino que también se almacenaron inadecuadamente. Tuvo serias dudas sobre la integridad de las muestras debido a cómo se habían manipulado. El oficial jefe de los bomberos consideró en principio que el fuego era accidental y permitió que los propios dueños sacaran el contenido de sus apartamentos y lo llevaran al vertedero local. Cuando la policía decidió investigar el fuego como un delito, enviaron oficiales al vertedero para recuperar la moqueta del apartamento! Muy probablemente debido a las grandes dimensiones de la moqueta, el olor y el deterioro, la policía decidió colocar la moqueta sobre el asfalto, cerca de una estación de servicio, como se muestra en la Figura 9.11.

Armstrong evaluó también los métodos de análisis usados por los primeros científicos forenses y determinó que no estaban aceptados por la comunidad científica general. Además, concluyó que los datos se interpretaron mal.

Según Armstrong, la prueba no mostraba de ningún modo trazas de fluidos combustibles. ¿Se encontraron varios productos del petróleo en las muestras? Sí. ¿Eran los mismos productos que se habrían encontrado en los acelerantes sospechosos? Armstrong testificó que las muestras no estaban ni cerca de lo que se podría esperar si hubiera habido acelerantes.

La nueva prueba consistió también en el testimonio de un experto de prestigio nacional en el análisis de incendios, Richard L.P. Custer, que desacreditó el análisis inicial de la escena del fuego, en el cual los fiscales habían afirmado encontrar pruebas de que el fuego fue provocado. Durante el juicio original se presentaron muestras de madera calcinada entre los bordes de los tabloncillos del suelo como prueba de que se había vertido y filtrado un líquido acelerante entre las juntas. Custer explicó que esto es un patrón muy común causado por el aire (oxígeno) al correr entre los bordes de la madera alimentando el fuego.

Otra prueba usada contra Kenny Richey en el juicio original fue que se habían encontrado marcas cerca de los muebles, las cuales se explicaban como marcas dejadas por charcos de acelerante que habían ardido. De nuevo, una explicación alternativa es que los muebles modernos contienen espuma

fabricada con componentes del petróleo. La espuma se funde y forma un charco que, cuando se quema, deja marcas idénticas a las creadas por los acelerantes.

Finalmente, la mujer que testificó contra Richey cambió su testimonio casi inmediatamente después del juicio, insistiendo en que estaba nerviosa y se sintió presionada para decir lo que el fiscal quería que dijera. El fiscal se quedó con el punto de vista original de la testigo y las interpretaciones ofrecidas por el personal del laboratorio que analizó las muestras.

Por el proceso de apelación, Richey tuvo un nuevo juicio en el cual se presentaron las nuevas pruebas. Durante ese tiempo, el fiscal no consiguió con ninguno de sus argumentos desacreditar la prueba física original. El fiscal decidió enfocar el caso en las pruebas circunstanciales y el testimonio de los testigos para justificar el veredicto, a pesar de basarse fuertemente en las pruebas físicas durante el juicio original.

La Corte de Apelaciones anuló la condena de Kenny Richey y ordenó su liberación o un nuevo juicio. Cuando se estaba escribiendo este libro, el Tribunal Supremo de Estados Unidos suspendió esta orden mientras decidía si escuchaba la apelación del Estado sobre el cambio en la sentencia. El fiscal del condado indicó que, si se cambiaba la condena, el Estado solicitaría una acusación del Gran Jurado americano y de nuevo llevaría a juicio este caso.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- El fuego es una reacción química automantenida que produce calor y luz. Para que haya fuego deben estar presentes simultáneamente oxígeno, calor y combustible. Si se elimina uno de estos tres ingredientes, no habrá fuego.
- El calor es una forma de energía que se transfiere entre objetos a diferentes temperaturas. La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de un objeto. Cuando se transfiere calor de un objeto a otro, el calor fluirá desde el más caliente hacia el más frío, hasta que se alcance el equilibrio térmico.
- Los combustibles sólidos deben experimentar pirólisis para formar pequeñas moléculas gaseosas. Los combustibles líquidos se deben evaporar antes de que ardan. La pirólisis y el proceso de vaporización requieren que se consuma energía (proceso endotérmico). La reacción de combustión completa libera energía (proceso exotérmico) debido a que se produce más calor del que se consume en la reacción.
- La energía de activación para una reacción es la energía requerida para iniciar la rotura de los enlaces de las moléculas de los reactantes.
- La capacidad calorífica específica de una sustancia es la cantidad de energía requerida para aumentar 1 °C la temperatura de 1 gramo de material, y está determinada por las fuerzas intermoleculares presentes en la sustancia.
- Se requiere energía para que un material supere las fuerzas intermoleculares durante el cambio de fase de sólida a líquida (calor de fusión) y de líquida a gas (calor de vaporización).
- La primera ley de la termodinámica, también llamada ley de la conservación de la energía, establece que la energía se conserva en cualquier proceso físico o químico. Esta ley es la base de los experimentos calorimétricos.
- La cromatografía de gases es un método instrumental que aprovecha las diferencias en los puntos de ebullición y en las polaridades de los compuestos para separar los componentes de una mezcla. A medida que los componentes se mueven a lo largo de la columna cromatográfica, interaccionan con el material de la fase estacionaria. Los componentes con polaridades similares a la de la fase estacionaria tienden a ser lentos. Para cada compuesto esto resulta en un único tiempo de retención, el tiempo desde la inyección hasta que el compuesto se detecta al final de la columna.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|-----------------------------|---|---|-------------------------------------|
| Fuego, p. 270 | Número de oxidación, p. 276 | Calor de vaporización, p. 282 | Líquido combustible, p. 291 |
| Incendio provocado, p. 270 | Pirólisis, p. 278 | Calor de fusión, p. 284 | Cromatografía de gases (GC), p. 292 |
| Triángulo del fuego, p. 270 | Endotérmico, p. 279 | Primera ley de la termodinámica, p. 286 | Tiempo de retención, p. 293 |
| Calor, p. 270 | Exotérmico, p. 279 | Calorimetría, p. 287 | Cromatograma, p. 293 |
| Julio (J), p. 271 | Energía de activación, p. 279 | Bomba calorimétrica, p. 287 | |
| Caloría (cal), p. 271 | Incendio súbito, p. 280 | Calorímetro de cono, p. 287 | |
| Temperatura, p. 271 | Autoignición, p. 280 | Líquido inflamable, p. 291 | |
| Equilibrio térmico, p. 271 | Capacidad calorífica específica, p. 281 | | |
| Explosión súbita, p. 272 | | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

National Fire Protection Association, *NFPA 921 Guide for Fire and Explosion Investigations*, Quincy, MA: National Fire Protection Association, 2004.

Richey, Tom. *Death Row Scot—My Brother Kenny's Fight for Justice*, Edinburgh: Black & White Publishing, 2005.

Los siguientes sitios web contienen información sobre el caso de Kenny Richey: www.kennyrichey.org y www.tcf forensic.com.au/features/richey.html

Para información sobre la composición de la gasolina y los estándares en la cromatografía de gases: www.eti-geochemistry.com/pdf.

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

- Dibujar una visión molecular, similar a la mostrada en la Figura 9.1, para masas iguales de Cu a 50 °C y a 500 °C que están en contacto térmico. Explicar qué pasaría si la masa del Cu a 500 °C fuera dos veces la del Cu a 50 °C. (9.1)
- Dibujar una visión molecular, similar a la mostrada en la Figura 9.1, para masas iguales de H₂O a 50 °C y a 100 °C que se mezclan. Explicar qué pasaría si la masa del H₂O a 50 °C fuera dos veces la del H₂O a 100 °C. (9.1)
- ¿Cuál es la diferencia entre calor y temperatura? (9.1)
- ¿Cuáles son las unidades comunes de la energía y cómo se definen? (9.1)
- ¿Por qué un termómetro introducido en una disolución altera la temperatura que se quiere medir? (9.1)
- ¿Cuál es la diferencia entre los átomos de mercurio a 20 °C y a 50 °C? ¿Cómo se aplica esto en un termómetro de mercurio para medir la temperatura? (9.1)
- ¿Qué condiciones de combustión pueden llevar a una explosión súbita? ¿Cómo se puede prevenir? (9.2)
- ¿Cómo la ausencia o presencia de humo, y en tal caso su color, indican la eficiencia de una reacción de combustión? Decir los principales productos de la reacción en cada ejemplo que se proporcione. (9.2)
- ¿Qué tipo de compuestos pueden experimentar reacciones de combustión? Poner un ejemplo de un compuesto específico para cada tipo y escribir una ecuación ajustada para sus reacciones de combustión. (9.2)
- ¿El número de oxidación de un átomo representa una carga real en el átomo? (9.3)
- ¿Cómo se puede determinar si un elemento en un compuesto se oxida o se reduce en una reacción? ¿Qué precaución se debe seguir al determinar qué componentes se oxidan y cuáles se reducen? (9.4)
- ¿Cuál es la naturaleza de la barrera de la energía de activación en una reacción química? (9.4)

13. ¿Qué determina si una reacción es endotérmica o exotérmica? (9.4)
14. ¿En qué tipo de reacción, endotérmica o exotérmica, los productos tienen más energía que los reactivos? (9.4)
15. Explicar el proceso de un incendio súbito. Explicar de qué modo está relacionado con la energía de activación de una reacción de combustión. ¿Cómo pueden evitarse o prevenirse las condiciones de un incendio súbito? (9.4)
16. Aunque se añada energía a un sistema durante una transición de fases, la temperatura no aumenta. Explicarlo. (9.5)
17. ¿Cómo influyen las fuerzas intermoleculares en la capacidad calorífica específica? ¿Qué tipos de compuestos tenderán a tener mayores capacidades caloríficas específicas? (9.5)
18. ¿Cómo influyen las fuerzas intermoleculares en el calor de fusión y en el calor de vaporización? ¿Qué tipos de compuestos requieren muy poca cantidad de calor para fundirse o evaporarse? (9.5)
19. Los suelos de baldosas parecen más fríos que las moquetas a pesar de estar en la misma habitación y a la misma temperatura. Explicar la naturaleza de esta sensación comentando las capacidades caloríficas relativas y el flujo de calor de un objeto a otro. (9.5)
20. Dibujar la curva de la temperatura en relación al calor para un cubito de hielo a $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ que se convierte en vapor a $115\text{ }^{\circ}\text{C}$. Señalar cada región con las fases presentes y los procesos físicos que ocurren. (9.5)
21. ¿Por qué normalmente los acelerantes no se consumen por completo en un incendio? ¿Qué proceso puede enfriar al combustible líquido? (9.5)
22. Explicar cómo se usa la primera ley de la termodinámica en calorimetría. Cuando un objeto caliente se enfría y libera calor, ¿qué ocurre con esa energía? (9.7)
23. Explicar cómo se refina el petróleo crudo y describir la composición química de los productos resultantes. (9.9)
24. Describir cómo se separa por cromatografía de gases una mezcla de compuestos volátiles de la gasolina. ¿Cuál sería la diferencia entre una muestra de queroseno y otra de gasolina? (EA)

Problemas

25. Convertir las siguientes cantidades de energía a julios. (9.1)

| | |
|--------------------|-----------------------|
| (a) 25,0 calorías | (c) 50,0 kilojulios |
| (b) 110,0 Calorías | (d) 73,5 kilocalorías |
26. Convertir las siguientes cantidades de energía a julios. (9.1)

| |
|--------------------------------------|
| (a) $5,05 \times 10^4$ Calorías |
| (b) 1,00 Caloría |
| (c) $8,87 \times 10^{-3}$ kilojulios |
| (d) $1,00 \times 10^3$ calorías |
27. El calor de combustión de muchos combustibles se indica en Cal/g. Convertir los siguientes calores de combustión a J/g. (9.1)

| |
|---------------------------|
| (a) Queroseno: 11,0 Cal/g |
| (b) Gasolina: 11,5 Cal/g |
| (c) Benceno: 10,0 Cal/g |
| (d) Parafina: 9,92 Cal/g |
28. El calor de combustión de muchos combustibles se indica en Cal/g. Convertir los siguientes calores de combustión a J/g. (9.1)

| |
|--------------------------|
| (a) Octano: 11,4 Cal/g |
| (b) Alcohol: 7,4 Cal/g |
| (c) Fuelóleo: 10,7 Cal/g |
| (d) Metanol: 5,42 Cal/g |
29. El calor de combustión de muchos combustibles se indica en unidades de megajulios por kilogramo (MJ/kg), siendo *mega* el prefijo para un millón. Convertir los siguientes calores de combustión a J/g.

| |
|---|
| (a) Queroseno: 43,3 MJ/kg |
| (b) Combustible de aviación: 43,5 MJ/kg |
| (c) Gasolina: 43,7 MJ/kg |
| (d) Fuelóleo: 44,0 MJ/kg |
30. El calor de combustión de muchos combustibles se indica en megajulios por kilogramo (MJ/kg), siendo *mega* el prefijo para un millón. Convertir los siguientes calores de combustión a J/g.

| |
|-----------------------------------|
| (a) Propano: 50,0 MJ/kg |
| (b) Carbón: 30,5 MJ/kg |
| (c) Octano: 47,7 MJ/kg |
| (d) Madera (promedio): 20,0 MJ/kg |
31. Escribir y ajustar las ecuaciones para la combustión de los siguientes compuestos. Suponer que la combustión es completa, formando dióxido de carbono y agua. (9.2)

| | |
|-------------------------------|---------------------------------------|
| (a) CH_4 | (c) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$ |
| (b) C_5H_{12} | (d) $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}$ |

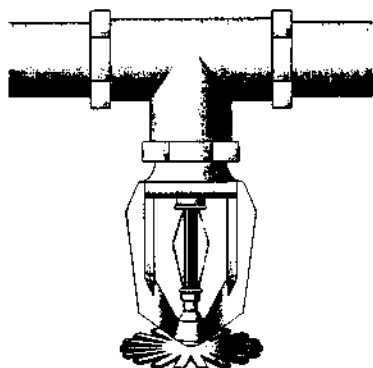
32. Escribir y ajustar las ecuaciones para la combustión de los siguientes compuestos. Suponer que la combustión es completa, formando dióxido de carbono y agua. (9.2)
 (a) C_3H_8 (c) C_7H_{12}
 (b) C_4H_8 (d) C_2H_6O
33. Escribir y ajustar las ecuaciones para la combustión de los siguientes compuestos. Suponer que la combustión es completa, formando dióxido de carbono y agua. (9.2)
 (a) Propino (c) Decano
 (b) 2-buteno (d) 1-octeno
34. Escribir y ajustar las ecuaciones para la combustión de los siguientes compuestos. Suponer que la combustión es completa, formando dióxido de carbono y agua. (9.2)
 (a) 1-butanol (c) Propanona
 (b) Eteno (d) 2-pentino
35. Asignar números de oxidación a cada elemento en los siguientes compuestos o iones. (9.3)
 (a) Mg^{2+} (c) SO_2
 (b) CuO (d) NH_4OH
36. Asignar números de oxidación a cada elemento en los siguientes compuestos o iones. (9.3)
 (a) Al_2O_3 (c) PH_3
 (b) Fe_2O_3 (d) CO_2
37. En las siguientes reacciones, determinar qué reactivo se oxida y cuál se reduce. (9.3)
 (a) $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$
 (b) $CH_4(s) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$
38. En las siguientes reacciones, determinar qué reactivo se oxida y cuál se reduce. (9.3)
 (a) $Fe(s) + O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$
 (b) $CuCl_2(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + ZnCl_2(aq)$
39. En las siguientes reacciones, determinar qué reactivo se oxida y cuál se reduce. (9.3)
 (a) $2CO(g) + O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$
 (b) $2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$
40. En las siguientes reacciones, determinar qué reactivo se oxida y cuál se reduce. (9.3)
 (a) $Cu(s) + O_2(g) \rightarrow CuO(s)$
 (b) $C_2H_5OH + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$
41. Calcular la capacidad calorífica específica de un bloque de metal de 445 g que necesita $1,00 \times 10^4$ J de calor para aumentar su temperatura de $24,7^\circ C$ a $49,7^\circ C$. (9.6)
42. Calcular la capacidad calorífica específica de un bloque de cenizas de hormigón con una masa de $1,09 \times 10^4$ g que necesita $1,96 \times 10^6$ J de calor para aumentar su temperatura de $17^\circ C$ a $242^\circ C$. (9.6)
43. Determinar la cantidad de calor que se requiere para aumentar la temperatura de una muestra de 500,0 g de PVC (cloruro de polivinilo, un tipo común de plástico) desde $25^\circ C$ hasta su temperatura de autoignición de $507^\circ C$, considerando que la capacidad calorífica específica del PVC es aproximadamente $1,2 \text{ J/g} \cdot ^\circ C$. (9.6)
44. Determinar la cantidad de calor que se requiere para aumentar la temperatura de una muestra de 75,0 g de combustible Diesel N° 2 desde $25,0^\circ C$ hasta su temperatura de autoignición de $600,0^\circ C$, siendo la capacidad calorífica específica del combustible $1,8 \text{ J/g} \cdot ^\circ C$. (9.6)
45. Determinar la masa de cobre que liberaría 438 J de calor mientras se enfría de $284^\circ C$ a $25^\circ C$. (9.6)
46. Determinar la masa de agua que liberaría $1,50 \times 10^3$ J de calor mientras se enfría de $100^\circ C$ a $25^\circ C$. (9.6)
47. Determinar la cantidad de energía absorbida por 3,785 L de agua cuando se convierte en vapor en su punto de ebullición. (9.6)
48. Determinar la cantidad de energía absorbida por 3,785 L de gasolina cuando se convierte en vapor en su punto de ebullición. (9.6)
49. Calcular la cantidad de agua en su punto de ebullición que se evaporaría con 115,0 Calorías. (9.6)
50. Calcular la cantidad de gasolina en su punto de ebullición que se evaporaría con 115,0 Calorías. (9.6)
51. ¿Qué cantidad de calor se requiere para fundir 75,8 g de cobre empezando a una temperatura de $25^\circ C$? El punto de fusión del cobre es $1082^\circ C$. (9.6)
52. ¿Cuánto calor se necesita para convertir 15,0 g de hielo a $0^\circ C$ en vapor a $100^\circ C$? (9.6)
53. Dibujar una curva de temperatura en relación al calor describiendo los procesos indicados en el Problema 51. Indicar todas las regiones, todas las fases presentes y el punto de fusión. (9.5)
54. Dibujar una curva de temperatura en relación al calor describiendo los procesos indicados en el

Problema 52. Indicar todas las regiones, todas las fases presentes, el punto de fusión y el punto de ebullición. (9.5)

55. Si el calor de combustión del teflón es 5×10^3 J/g, ¿cuántos gramos de teflón se consumen en una bomba calorimétrica si 500,0 mL de agua aumentan su temperatura de 25,5 °C a 31,2 °C? (9.8)
56. Si el calor de combustión del papel de periódico es $1,97 \times 10^4$ J/g, ¿cuál es la temperatura final que 500,0 mL de agua, inicialmente a 25 °C, alcanzarán en una bomba calorimétrica si se queman 5,00 g de papel de periódico? (9.8)
57. Si 2,00 g de un combustible inflamable se queman en una bomba calorimétrica y la temperatura de 1,00 L de agua aumenta de 26,8 °C a 31,2 °C, ¿cuál es el calor de combustión (J/g) del combustible? (9.8)

Problemas de química forense

58. ¿El calor de combustión calculado en una bomba calorimétrica será el mismo que el observado en un calorímetro de cono? Explicar por qué. (9.7)
59. Los aspersores contra incendios se patentaron en 1872 y operan con un sencillo principio: el calor de un fuego produce un cambio físico en el material que está tapando un agujero en una tubería de agua. El tapón puede ser una pieza de metal o un tubo de vidrio lleno de líquido. ¿Cuáles son las propiedades deseables para (a) un tapón sólido y (b) un tubo lleno de líquido?



60. El uso óptimo del agua en un incendio es la eliminación eficaz del calor del fuego por la vaporización completa del agua. Una ventaja adicional es que 0,4 mL de agua producirán aproximadamente $6,0 \text{ m}^3$ de vapor que puede desplazar el oxígeno y evitar que alcance la fuente de combustible. ¿Se puede añadir mucha agua a un fuego para combatirlo eficazmente? (PC)

61. Si se encuentra benceno en una muestra de referencia de moqueta que se ha analizado por cromatografía de gases, ¿se podría usar la presencia de benceno en una muestra sospechosa para determinar si se utilizó como acelerante para producir el fuego? (PC)
62. Si no se encuentra benceno en una muestra de referencia de moqueta analizada por cromatografía de gases, pero *sí* está presente en una muestra sospechosa, ¿constituye una prueba de que para empezar el fuego se usara un combustible que contiene benceno? (PC)
63. Si en una caja eléctrica hay signos de arcos eléctricos, ¿es una prueba de que el incendio de un edificio fue causado por el arco eléctrico? (PC)
64. ¿Qué propiedades térmicas son apropiadas para la ropa y el equipo que lleva un bombero? (PC)
65. ¿Es posible que las llamas aparezcan por fuera del humo que se forma en los incendios de edificios? (9.2)
66. ¿Cuál es el reactivo limitante más común en los incendios de edificios? ¿Cuándo es aconsejable para los bomberos ventilar una habitación? (9.2)

Problemas del Caso en estudio

67. En el caso de Kenny Richey, en el edificio de apartamentos se encontró un detector de incendios fundido y colgando del techo por unos cables. ¿Esta prueba ha sido manipulada o hay una explicación alternativa razonable basada en las propiedades físicas de los componentes y en los principios científicos básicos del fuego? (CE)
68. En el caso de Kenny Richey, el hecho de que el edificio de apartamentos se derrumbara tan rápidamente fue utilizado como prueba de que el fuego se debió iniciar con un acelerante. ¿Es esto una opinión con solidez científica? (CE)
69. En el caso de Kenny Richey se encontraron chamuscadas las juntas entre las tablas del parquet del suelo, lo cual se presentó como prueba de que se había vertido un acelerante en la superficie del parquet, que se filtró entre las juntas. ¿Hay otra explicación, basada en los tres requisitos del fuego, para esta observación? (CE)
70. ¿Qué problemas surgen al fiarse de la información obtenida del análisis de la moqueta del apartamento en el caso de Kenny Richey? (CE)

CAPÍTULO 10

Química de las explosiones

CASO EN ESTUDIO:
Rastrear explosivos

- 10.1 Explosivos 101
- 10.2 Química redox de los explosivos
- 10.3 Teoría cinética molecular de los gases
- 10.4 Las leyes de los gases
- 10.5 Las matemáticas de las leyes de los gases
- 10.6 La ley de los gases combinada y la ley de los gases ideales
- 10.7 Las matemáticas de la ley de los gases combinada y de la ley de los gases ideales
- 10.8 Detectar explosivos: la ley de Dalton de las presiones parciales
Análisis de las pruebas:
Espectroscopia de masas
- 10.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Rastrear explosivos



Nathan Allen fue asesinado el 10 de mayo de 1979, cuando un cartucho de dinamita explotó al arrancar su camión. (Alexander Tsiaras/Photo Researchers, Inc.)



CASO EN ESTUDIO: Rastrear explosivos

El 10 de mayo de 1979 Nathan Allen salió de su trabajo en Bethlehem Steel, en Sparrows Point, Maryland, y subió a su camión Dodge del año 1977. Cuando Nathan arrancó el motor, una explosión destrozó la cabina del camión. A pesar de que sobrevivió a la explosión, ocurrida a las 10:40 p.m., falleció a las 1:17 a.m. en la Unidad de Traumatología del hospital local. El tamaño y el gran alcance de la explosión que se llevó la vida del Sr. Allen llevó a los investigadores a creer que se había utilizado un material explosivo muy potente.

Las autoridades locales llamaron a las agencias estatales y federales para que les ayudaran en la investigación de esta explosión. Las pruebas de la escena de la explosión, en el parking de la factoría de acero, se enviaron a un laboratorio nacional en Rockville, Maryland. El laboratorio, gestionado por el *Bureau of Alcohol, Tobacco, Firearms and Explosives*, pudo identificar el material

explosivo como Tovex 220, una marca de dinamita. Esta información fue importante. Además, la investigación del laboratorio halló que la dinamita se había fabricado el mes de diciembre anterior, y que parte de ese envío fue a Jenkins Explosives, en Martinsburg, West Virginia.

Los investigadores viajaron a Martinsburg a entrevistar a Lawrence Jenkins, dueño del almacén que vendió la dinamita Tovex 220. Allí descubrieron que, el 10 de marzo de 1979, James McFillin compró dos cartuchos de dinamita, supuestamente para arrancar cepas de árboles. El dueño identificó a McFillin como la persona que compró la dinamita, y describió el vehículo que conducía.

El siguiente paso de la investigación fue analizar cualquier conexión entre McFillin y su víctima, Nathan Allan. Los investigadores se sorprendieron al averiguar que McFillin era el vecino de la puerta de al lado de Nathan, y tío suyo! Tras interrogar a los miembros de la familia resultó evidente que McFillin nunca aceptó la amistad de Nathan con su propia esposa, Sandra, y los acusó a los dos de tener una aventura. Les había acusado antes, pero nunca había recurrido a la violencia. Sin embargo, el 10 de mayo de 1979, a primera hora de la tarde, James McFillin había visto a Sandra y Nathan hablando sentados en la escalera de la entrada. Después de aguantar sus acusaciones habituales, Nathan simplemente volvió a su casa. Sandra, por su parte, informó a James de que tenía la intención de dejarle tan pronto como crecieran sus hijos. Esa noche James desapareció durante una hora antes de la cena, sin dar ninguna explicación de dónde había estado. Los investigadores sabían ahora que McFillin tenía los medios, el motivo y la oportunidad para matar a Nathan. James fue encontrado culpable y enviado a prisión por el asesinato de su sobrino.

¿Cómo el residuo de una explosión pudo suministrar información a los investigadores sobre la marca, el fabricante y el destino de la dinamita? . . .

10.1 Explosivos 101

¿Cuáles son los requisitos para que un compuesto o mezcla sea explosivo? Por supuesto, el material explosivo debe ser capaz de liberar un gran cantidad de energía. Sin embargo, aunque la combustión del carbón libera realmente mucha más energía por gramo que la nitroglicerina, no se considera al carbón como un explosivo. La diferencia entre las reacciones del carbón y de la nitroglicerina es que la combustión del carbón es un proceso lento, mientras que la nitroglicerina reacciona muy rápidamente.

En una explosión se liberan de forma casi instantánea grandes cantidades de energía y productos gaseosos. La energía producida en la reacción se libera como energía térmica y como energía cinética de los restos que salen volando. Existen diferentes mecanismos para iniciar las reacciones explosivas, y diferentes usos de las explosiones según las propiedades químicas y físicas de los explosivos. Los explosivos se clasifican en dos grandes clases: débiles y fuertes.



Objetivo de aprendizaje

Diferenciar entre explosivos fuertes y débiles.

Un **explosivo débil** es un compuesto que se debe confinar dentro de un contenedor para producir una explosión, que puede desencadenarse por una llama que enciende el compuesto explosivo. La reacción de combustión de un explosivo débil ocurre en milisegundos (milésimas de segundo) y produce un gran volumen de productos gaseosos. La pólvora es un excelente ejemplo de explosivo débil. Si se quema en espacios abiertos simplemente arderá, y el calor y los gases se agotarán en los alrededores con un efecto pequeño. Sin embargo, cuando la pólvora se confina dentro de la cámara de un arma, se convierte en un compuesto explosivo. La mayoría de los explosivos débiles sirven como propulsores de las balas en las armas y los cañones de artillería.

Un **explosivo fuerte** produce un efecto violento, devastador, sin que tenga que estar confinado como un explosivo débil. La detonación se inicia por calor o por ondas de choque, y la explosión ocurre en microsegundos (millonésimas de segundo). La explosión produce un enorme cambio en la presión, que rompe cualquier material cercano al explosivo.

Los explosivos fuertes deben ser compuestos relativamente estables para asegurar su manipulación. Sin embargo, si el material explosivo es demasiado estable, el inicio de la reacción será difícil. Es habitual usar varios tipos de explosivos con diferentes grados de estabilidad para aplicaciones comerciales o militares. La masa del explosivo se compone de un compuesto estable. Un segundo explosivo se almacena en un detonador, el cual sirve para accionar la carga principal. Generalmente el explosivo del detonador es muy reactivo y se activa fácilmente, tal como la azida de plomo, $Pb(N_3)_2$. Debido a su reactividad, sólo se utilizan cantidades muy pequeñas, generalmente menos de 0,5 gramos. El detonador nunca está en contacto con la carga de explosivo principal hasta momentos antes del uso. Sin el detonador, el material explosivo es mucho más seguro de manipular.

La Figura 10.1 muestra las estructuras químicas de diversas moléculas de explosivos comunes. Obsérvese que las estructuras corresponden a compuestos orgánicos que contienen grupos nitro ($-NO_2$). Cuando estos compuestos experimentan reacciones de combustión, los productos incluyen dióxido de carbono, monóxido de carbono, gas nitrógeno, gas hidrógeno y vapor de agua. La detonación de estos compuestos ocurre en microsegundos, convir-

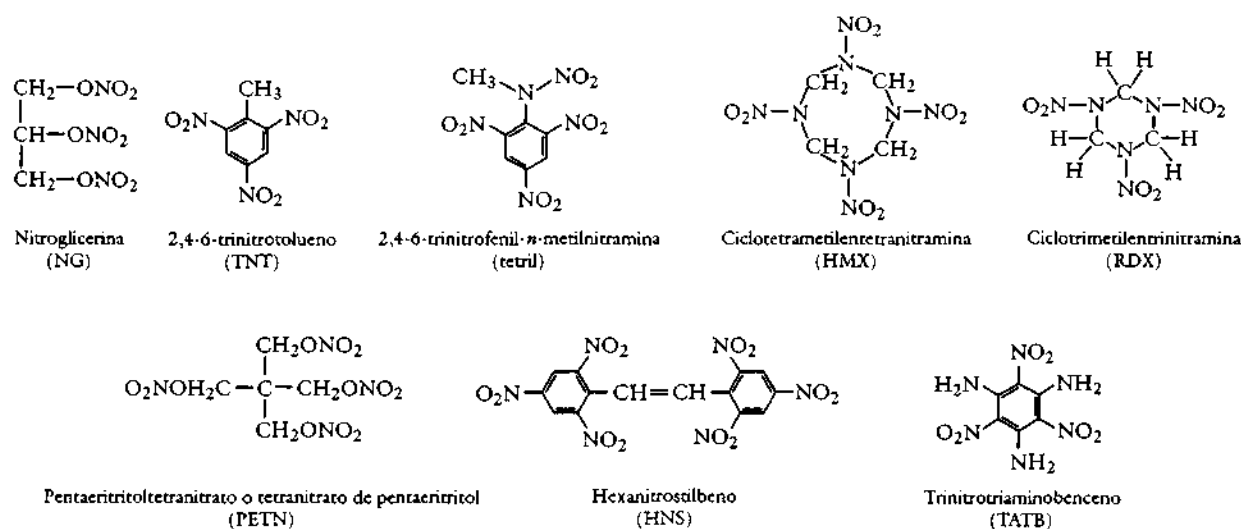
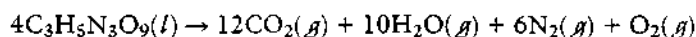


Figura 10.1 Estructuras de moléculas de explosivos.

tiendo casi toda la masa sólida en compuestos gaseosos altamente comprimidos que se expanden hacia fuera rápidamente, creando una onda explosiva. Considerar la detonación de la nitroglicerina como se muestra en la siguiente reacción:

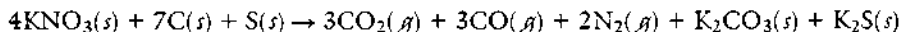


A escala molecular, la reacción de cuatro moléculas líquidas de nitroglicerina producirán 29 moléculas de gas. En la escala mucho mayor de masas explosivas, esta reacción produce un enorme volumen de gas. La explosión típica producirá entre 750 y 1000 litros de gas por kilogramo de explosivo detonado.

Los explosivos plásticos, tales como C4, son mezclas de un explosivo tradicional (RDX) con materiales como caucho o aceites que hacen la mezcla moldeable. Hay plásticos que son verdaderos explosivos, pero la mayoría de los explosivos plásticos son mezclas simplemente moldeables.

10.2 | Química redox de los explosivos

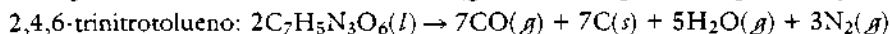
En la Sección 9.1 de la química del fuego se comentaron las reacciones de combustión y sus requisitos de combustible y oxígeno. Las explosiones no son más que reacciones de combustión especiales. Sin embargo, las explosiones no usan típicamente el gas oxígeno del aire. Considerar, por ejemplo, la reacción de la pólvora:



El componente carbono de la reacción es el combustible, y el nitrato de potasio sirve como fuente de oxígeno para la reacción. Asignando los números de oxidación a los componentes de la reacción se averigua que el carbono se oxida (pierde electrones) y que el nitrógeno se reduce (gana electrones). Debido a que la fuente del combustible y la fuente del oxígeno son sólidos y deben estar físicamente en contacto, es imprescindible para la pólvora formar una mezcla homogénea de polvos finos.

En la Figura 10.1 las moléculas proporcionan una fuente de combustible (átomos de carbono e hidrógeno) y una fuente de oxígeno (grupos NO_2), formando una molécula sencilla. Esta combinación de la fuente de combustible y de oxígeno aumenta la eficacia de la explosión y elimina la necesidad de mezclar los compuestos explosivos de la Figura 10.1 con otros compuestos. Algunos compuestos explosivos se encuentran en mezclas, pero el propósito es alterar las propiedades físicas o químicas del explosivo, como ocurre cuando se fabrica un explosivo plástico.

A continuación se muestran las reacciones de la nitroglicerina y del 2,4,6-trinitrotolueno (TNT). La asignación de números de oxidación a los componentes de cada reacción revela que el carbono se oxida (pierde electrones) y que el nitrógeno se reduce (gana electrones).

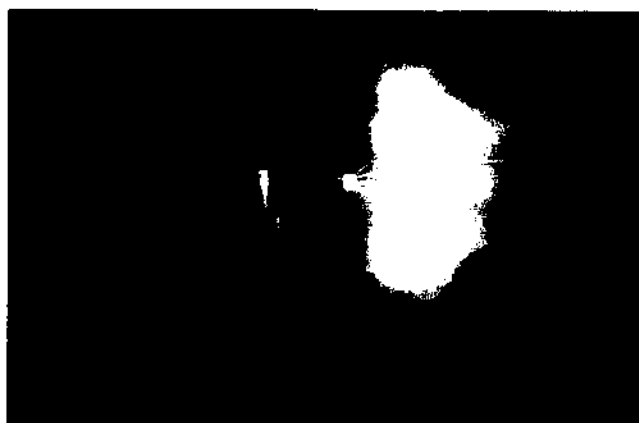


Obsérvese que la detonación de la nitroglicerina produce sólo compuestos gaseosos, mientras que la del TNT produce partículas de carbón y com-



Objetivo de aprendizaje

Determinar el balance de oxígeno de una molécula explosiva.



El destello que se ve cuando se dispara un arma de fuego es consecuencia de la combustión del monóxido de carbono gaseoso caliente cuando reacciona con el oxígeno de la atmósfera. (Scott Doyle/Firearms.com)

puestos gaseosos. Para entender la razón de esta diferencia se debe considerar un concepto llamado **balance de oxígeno** del explosivo.

Si hay suficiente oxígeno dentro de la molécula para oxidar completamente los átomos de carbono e hidrógeno, se dice que el compuesto tiene un balance de oxígeno *neutro*. Existe un balance de oxígeno *negativo* cuando una molécula no contiene suficientes átomos de oxígeno para una reacción de oxidación completa; y un balance de oxígeno *positivo* cuando hay oxígeno sobrante. La nitroglicerina, ejemplo de un compuesto con balance de oxígeno positivo, produce un pequeño exceso de oxígeno gas. El TNT, sin embargo, carece de suficientes oxígenos para reaccionar completamente con el carbono presente en el explosivo, y por lo tanto tiene un balance de oxígeno negativo.

El uso de explosivos en minería o en espacios cerrados se debe hacer con sumo cuidado, porque si se usan explosivos con balance de oxígeno negativo puede producirse un envenenamiento por monóxido de carbono. Cuando se libera monóxido de carbono gaseoso caliente e inflamable al final del cañón de una pistola, se incendia súbitamente.

Ejemplo resuelto 1

Determinar si el compuesto explosivo RDX de la Figura 10.1 tiene un balance de oxígeno positivo, negativo o neutro. Suponer una reacción ideal en la cual todo el carbono se convierte en dióxido, todo el hidrógeno se convierte en vapor de agua y todo el nitrógeno se convierte en nitrógeno gaseoso. Comparar el oxígeno que se necesita con el que está presente en la molécula.

SOLUCIÓN La fórmula del RDX es $C_3H_6N_6O_6$. La oxidación completa del RDX sería:

3 átomos de C forman 3 moléculas de $CO_2 \rightarrow$ requiere 6 átomos de O

6 átomos de H forman 3 moléculas de $H_2O \rightarrow$ requiere 3 átomos de O

6 átomos de N forman 3 moléculas de $N_2 \rightarrow$ requiere 0 átomos de O

Total de átomos de O necesarios: 9

El RDX contiene seis átomos de oxígeno, pero se necesitan nueve. Por tanto, el RDX tiene un balance negativo de oxígeno y produciría CO, no CO₂.

Práctica 10.1

El nitrato de amonio (NH₄NO₃) no se considera un material típicamente explosivo. Sin embargo, cuando se mezcla con ciertos compuestos orgánicos puede formar una mezcla explosiva. Éste fue el explosivo usado en el atentado del Edificio Federal Alfred P. Murrah, en Oklahoma City. Determinar si el nitrato de amonio puro tiene un balance de oxígeno negativo o positivo sobre la combustión.

RESPUESTA

El nitrato de amonio tiene un balance de oxígeno positivo.

Los explosivos se fabrican a menudo como mezclas que se benefician de las propiedades de los compuestos explosivos y no explosivos. Por ejemplo, el TNT tiene un balance de oxígeno negativo y el nitrato de amonio tiene un balance de oxígeno positivo. La mezcla de los dos se llama *amatol* y tiene un balance de oxígeno neutro. El amatol, usado en la Primera Guerra Mundial, fue muy importante para la guerra, ya que las fábricas de TNT no podían abastecer tanta demanda de explosivos. En la mezcla del amatol se redujo la cantidad de TNT necesaria en las bombas para proporcionar un mayor rendimiento.

10.3 | Teoría cinética molecular de los gases

Los cambios en la temperatura, el volumen y la presión de los gases producidos en una explosión ocurren rápidamente. Antes de explicar cómo están relacionadas estas variables es necesario examinar un modelo molecular de los gases. En la siguiente descripción de las propiedades de los gases, el término *partícula de gas* se refiere a cualquier átomo o molécula.

Objetivo de aprendizaje

Explicar las propiedades y los comportamientos de los gases usando la teoría cinética molecular.

Teoría cinética molecular de los gases

1. Las partículas de gas son extremadamente pequeñas y entre ellas hay distancias relativamente grandes. *Los gases se pueden comprimir fácilmente, pero los líquidos y los sólidos no pueden comprimirse de modo apreciable porque las partículas que los componen ya están muy cerca unas de otras.*
2. Las partículas de gas actúan independientemente unas de otras porque no hay fuerzas atractivas ni repulsivas significativas entre las partículas de gas. *En comparación con la energía de las partículas de gas, las fuerzas intermoleculares entre las partículas de gas son tan débiles que no tienen un efecto real. Las partículas líquidas y sólidas están afectadas por fuerzas intermoleculares, como se explicó en el Capítulo 6.*
3. Las partículas de gas se mueven en línea recta continua al azar, de modo que chocan unas contra otras y con las paredes del contenedor. *Las partículas de gas se mueven hasta que una colisión altera su curso, porque los gases llenan el volumen entero del contenedor.*
4. La energía cinética promedio de las partículas de gas es proporcional a la temperatura del gas. *La energía añadida en un sistema aumenta la energía cinética de las partículas, lo cual se traduce en un aumento de la temperatura del gas.*

La **teoría cinética molecular** de los gases proporciona una base para el entendimiento de los comportamientos observados en los gases. Por ejemplo, los gases se pueden comprimir en contenedores debido a las grandes distancias que hay entre las partículas de gas. Las partículas en los líquidos y en los sólidos no se pueden comprimir de modo apreciable porque entre ellas hay espacios muy pequeños en las fases condensadas. Las colisiones de las partículas de gas contra las paredes del contenedor crean la presión del gas dentro de éste. Cuando un gas se calienta, la velocidad de las partículas del gas aumenta y así lo hace su energía cinética. Debido a que la temperatura de un gas es una medida de la energía cinética promedio de todas las partículas del gas presentes, la temperatura del gas aumenta.

Para entender qué ocurre en las explosiones usaremos el mayor conocimiento sobre el comportamiento del gas que nos proporciona la teoría cinética molecular, y consideraremos cómo reaccionan los compuestos explosivos. Por ejemplo, si se tiene una mezcla de vapores de combustible y oxígeno del aire, la teoría cinética molecular dice que las moléculas del combustible y del oxígeno se mueven aleatoriamente y colisionan. ¿Es suficiente la energía de la colisión para superar la barrera de la energía de activación? Los detonadores, o una simple llama en el caso de explosiones combustible-aire, proporcionan la energía de activación requerida. Con todo, si las colisiones dan lugar o no a una explosión combustible-aire depende de varios factores adicionales.

Los combustibles tienen un **límite inferior de explosividad** (LEL, por sus siglas en inglés), la razón más baja entre el combustible y el aire a la cual la mezcla puede propagar una llama. Por debajo de este valor no se producirá una explosión porque no hay suficiente combustible en la mezcla para tener un número suficiente de colisiones que mantengan una reacción continuada. El gas natural, que es sobre todo gas metano, tiene un LEL de 3,9%. Si la concentración es menor, el gas natural en el aire no producirá una explosión.

Quizás sorprenda que los combustibles tengan también un **límite superior de explosividad** (UEL, por sus siglas en inglés), la razón más alta entre el combustible y el aire a la cual la mezcla mantendrá una reacción de combustión. El gas natural tiene un UEL del 15%. A esta concentración la mezcla llega a ser demasiado rica en combustible para que el gas natural reaccione explosivamente, porque hay una cantidad insuficiente de oxígeno para mantener una reacción. Aunque tal mezcla no explotará, se encuentra en una situación peligrosa porque los gases difunden rápidamente. La concentración de vapores de combustible puede comenzar sobre el UEL, pero el gas se difundirá en sus extremos y puede caer rápidamente dentro del límite que mantiene la combustión y, quizás, una explosión.

Las explosiones combustible-aire se usan en bombas militares y también terroristas. En el acto de posesión del presidente George W. Bush en su segundo mandato, por ejemplo, el Servicio Secreto de Estados Unidos vigiló las limusinas que podrían llevar tanques de propano para crear una explosión combustible-aire. Los terroristas habían utilizado un dispositivo explosivo de este tipo en el atentado contra la sinagoga de Túnez en abril de 2002. Por lo tanto, cuando se descubrieron los planes terroristas de una bomba en la limusina antes de la inauguración presidencial, la amenaza se tomó en serio.

Objetivo de aprendizaje

Usando las leyes de los gases, describir cómo se comportan.

10.4 Las leyes de los gases

Tanto si explota un petardo inofensivo como una bomba fabricada por terroristas, el poder de la explosión se debe a la liberación casi instantánea de

energía. En este entorno altamente energético se producen grandes volúmenes de moléculas de gas. Inmediatamente después de la explosión, la temperatura de los gases alcanza varios miles de grados Celsius, el volumen de los gases se expande en gran medida y la presión ejercida por los gases puede propulsar objetos sólidos (o las balas de un arma o la metralla de una bomba) a grandes velocidades. Aunque las explosiones son extremadamente complejas, se pueden comprender algunos aspectos de lo que ocurre estudiando un grupo de principios llamado *leyes de los gases*. Estas leyes describen cómo se relacionan la temperatura, la presión, el volumen y el número de moles de un gas. Las leyes de los gases se aplican a todos los gases, sin excepción.

La **ley de Avogadro** indica que volúmenes iguales de gas a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de partículas de gas. Esta ley significa que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de partículas del gas (y por lo tanto al número de moles del gas) en la muestra, siempre que la presión y la temperatura se mantengan constantes. La Figura 10.2 ilustra este concepto. Las botellas llenas de gas de las Figuras 10.2a y 10.2b contienen diferentes gases, pero tienen el mismo número de partículas de gas porque tienen el mismo volumen y las mismas temperatura y presión. La ley de Avogadro es útil porque los coeficientes en las ecuaciones ajustadas que describen las reacciones químicas de los gases se pueden interpretar como volúmenes de reactivos y productos a temperaturas y presiones idénticas.

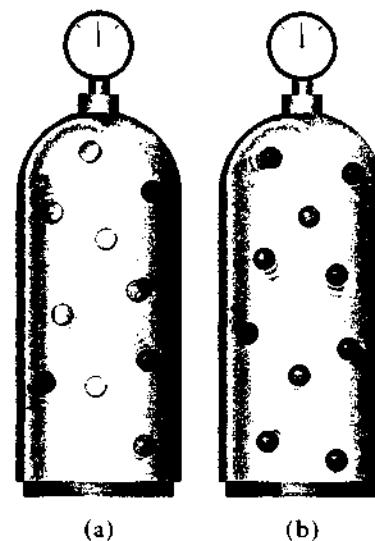
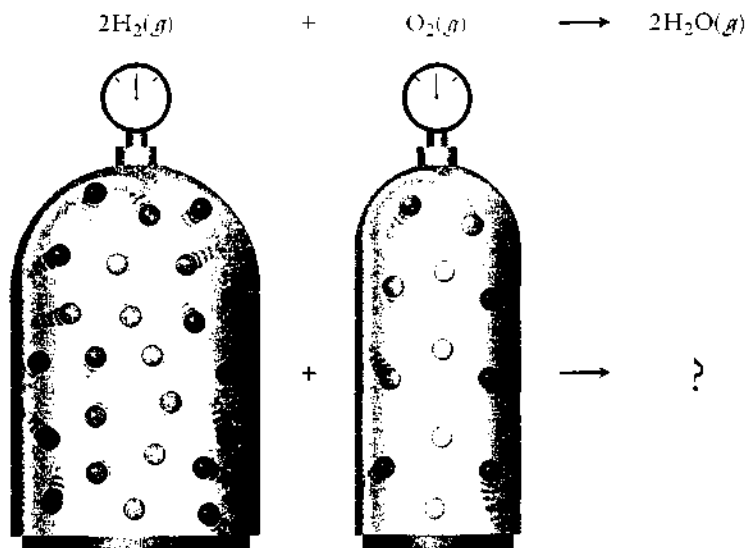


Figura 10.2 Ley de Avogadro. Las botellas de gas a presión y temperatura iguales tienen el mismo número de moles.

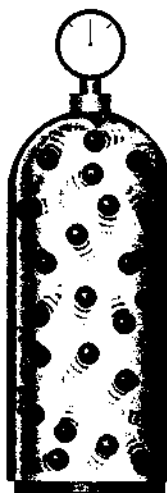
Ejemplo resuelto 2

Los gases hidrógeno y oxígeno pueden formar una mezcla explosiva. Esquematizar qué botella de gas, omitida en la siguiente ilustración, aparecería al reaccionar 2 L de hidrógeno con 1 L de oxígeno para formar vapor de agua.



SOLUCIÓN Los coeficientes de la ecuación química ajustada pueden interpretarse como representación de los volúmenes de los gases que reaccionan.

Por lo tanto, 2 L de hidrógeno gas reaccionan con 1 L de oxígeno gas para producir 2 L de vapor de agua, como se muestra a continuación:



Práctica 10.2

Si dos botellas de gas industrial grandes y sin etiquetar, con igual volumen, se llenan a la misma presión y temperatura, una con gas hidrógeno y la otra con gas argón, ¿hay alguna manera de determinar qué recipiente contiene el hidrógeno y cuál el argón? La información proporcionada en la tabla periódica sobre el hidrógeno y el argón puede ser útil al pensar la respuesta.

RESPUESTA

Los dos contenedores tienen exactamente el mismo número de moléculas de H_2 que de átomos de Ar. Sin embargo, debido a que el H_2 tiene una masa molecular de 2,02 amu y el Ar una masa atómica de 39,95 amu, la masa del gas argón es aproximadamente 20 veces superior que la masa del gas hidrógeno. Por consiguiente, el contenedor lleno de Ar tendrá una masa mucho mayor que la del contenedor lleno de H_2 .

Para explosivos débiles, la generación de una gran cantidad de productos gaseosos da lugar a un gran incremento de la presión si el gas se confina en un espacio pequeño (como en el centro de una bomba casera). Las paredes rígidas del contenedor no permiten que el volumen del gas aumente mientras el número de partículas gaseosas aumenta. Debido a que el volumen es constante, la reacción de explosión causa un enorme incremento en la presión dentro del contenedor. Así, el contenedor (en este caso, el tubo de acero) se rompe, lanzando fragmentos peligrosos en todas direcciones. Si la explosión ocurre en la cámara de un arma, la bala es propulsada fuera del cañón para permitir la expansión de los gases.

La relación entre la presión y el volumen de un gas se resume en la ley de Boyle, que indica que la presión de un gas es inversamente proporcional a su volumen. La relación inversa indica que si una variable aumenta la otra debe disminuir, siempre que la temperatura y el número de partículas gaseosas permanezca constante. La Figura 10.3 ilustra la ley de Boyle.

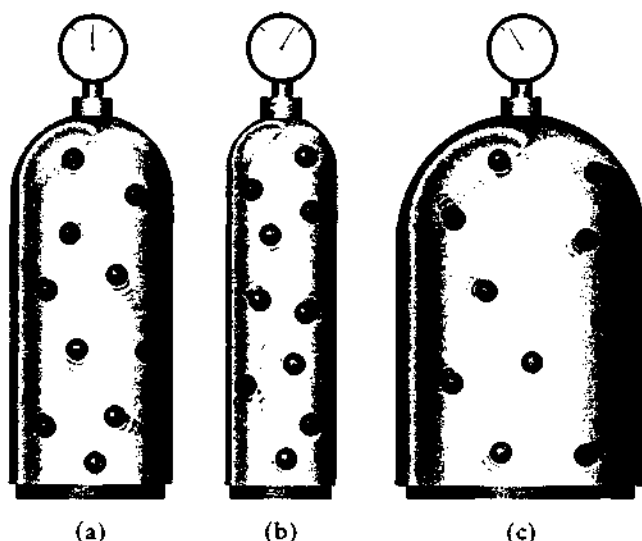


Figura 10.3 La ley de Boyle establece que si el volumen de un gas disminuye, como desde (a) hasta (b), la presión aumentará. Inversamente, si el volumen aumenta, como desde (a) hasta (c), la presión disminuirá.

Las botellas de la Figura 10.3a contienen un número fijo de partículas gaseosas. Si se disminuye el volumen del gas como se muestra en la Figura 10.3b, las partículas gaseosas no tendrán que ir tan lejos para colisionar con las paredes de la botella y por lo tanto se producirán más colisiones. El mayor número de colisiones da lugar a un aumento de la presión. Si el volumen de la botella aumenta como en la Figura 10.3c, las partículas gaseosas tendrán que viajar una distancia mayor para colisionar con la pared de la botella, resultando una disminución de la presión.

Ejemplo resuelto 3

A una altitud de 3000 m, la presión del aire es aproximadamente 0,35 atm. La mayoría de las cabinas de los aviones están presurizadas a 0,70 atm. Si la cabina presurizada de un avión se rompe a una altitud de 3000 m, describir qué ocurrirá con el volumen de aire (doble, la mitad, no cambia).

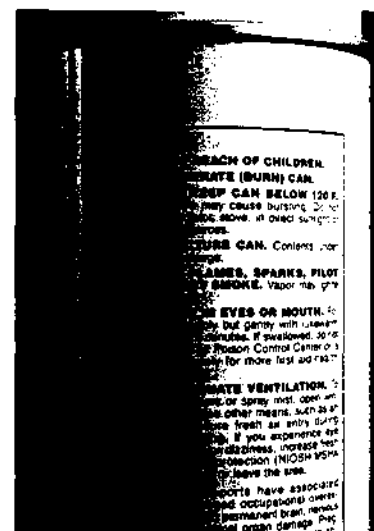
SOLUCIÓN La ley de Boyle indica que si la presión disminuye, el volumen debe aumentar. Debido a que la presión disminuye de 0,70 atm a 0,35 atm, el volumen debe aumentar en una proporción igual (0,70/0,35). Por lo tanto, el volumen del aire en los pulmones de un pasajero será el doble.

Práctica 10.3

¿Cambia la densidad del aire con la mayor altitud? Explicar la respuesta.

RESPUESTA

La presión del aire disminuye a medida que aumenta la altitud sobre el nivel del mar. Si la presión disminuye para los gases, el volumen debe aumentar. La densidad de un gas es la masa del gas dividida por el volumen que el gas ocupa. La ecuación de la densidad es $D = m/V$, como se explicó en



Los aerosoles llevan advertencias sobre la temperatura de almacenamiento porque la elevación de la temperatura aumentará la presión interna a valores potencialmente peligrosos. (Michael Dalton/Fundamental Photographs)

el Capítulo 2 (pág. 42). Debido a que el volumen del aire aumenta con la altitud, hay menos masa dentro de un volumen dado y la densidad del aire disminuye.

Las botellas de gas comprimido se usan en muy diferentes lugares, desde talleres de soldadura hasta hospitales, desde floristerías hasta laboratorios. Comprimiendo el gas a presiones extremadamente altas dentro de un tanque de tamaño manejable, se proporciona mucho más gas al consumidor. Sin embargo, la temperatura de almacenamiento de los tanques de gas a alta presión se debe supervisar para que no lleguen a ser peligrosos a temperaturas elevadas.

La ley de Gay-Lussac indica que la presión de un gas está directamente relacionada con su temperatura si el volumen se mantiene constante, como en un envase cerrado. Por lo tanto, si la temperatura de un gas aumenta, la presión aumenta proporcionalmente.

La teoría cinética molecular nos informa sobre cómo la temperatura y la presión están relacionadas, debido a que la temperatura de un gas es una medida de la energía cinética de las moléculas de gas. Obsérvense las ilustraciones de la Figura 10.4. La energía cinética de las partículas gaseosas mostrada en la Figura 10.4a se relaciona con su velocidad. Si la botella se calienta, las partículas gaseosas aumentan su energía cinética, que corresponde a una mayor velocidad media de las partículas de gas, como se muestra en la Figura 10.4b. El aumento de la velocidad de las partículas de gas aumenta la presión porque las partículas experimentan más colisiones con las paredes de la botella. Y ocurre lo contrario si disminuye la temperatura de las partículas de gas, como se ilustra en la Figura 10.4c.

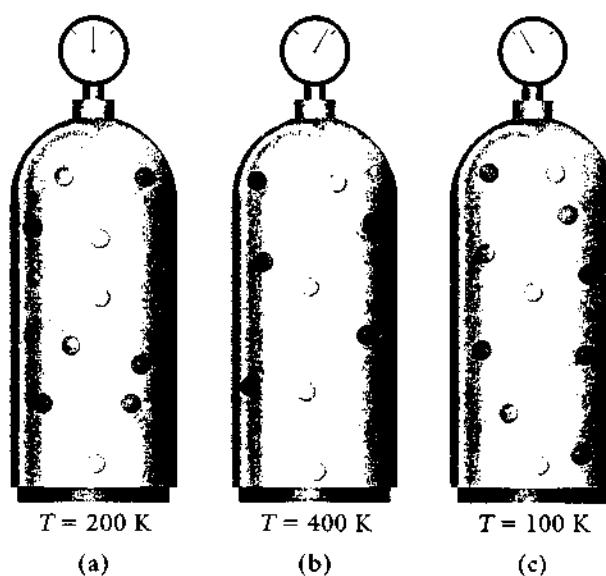


Figura 10.4 La ley de Gay-Lussac establece que si la temperatura de un gas aumenta, como desde (a) hasta (b), la presión aumentará. Contrariamente, si la temperatura disminuye, como desde (a) hasta (c), la presión disminuirá.

Uno de los muchos peligros que corren los bomberos son las explosiones que resultan del calentamiento de los gases comprimidos en los aerosoles y las botellas de gases comprimidos. Además, si los contenidos son inflamables pueden reaccionar después de la explosión. La mayoría de las botellas de gas comprimido están equipadas con una válvula de seguridad diseñada para descargar el contenido si la presión interna llega a ser demasiado alta.

El gas hidrógeno comprimido no está licuado porque no se convierte en líquido a temperatura ambiente aunque esté sometido a presiones elevadas. Otros gases, como el propano, se convierten en líquido a presiones elevadas y se almacenan en forma licuada. El propano líquido se evapora mientras sale de la botella para proporcionar un flujo constante de gas. Cuando una botella de gas licuado se calienta, el número de partículas en estado gaseoso aumenta, haciendo que la presión del gas aumente hasta que las paredes de la botella fallan en una explosión.

Ejemplo resuelto 4

Al conducir, los neumáticos de los coches se calientan por la fricción con la superficie de la carretera. ¿Está esto relacionado con la recomendación de los fabricantes de neumáticos de que se debe comprobar la presión del aire en los neumáticos antes de conducir grandes distancias?

SOLUCIÓN La cantidad de aire en el neumático y el volumen del neumático son fijos. Sin embargo, como resultado de la fricción entre los neumáticos y la carretera, la temperatura de los neumáticos aumentará. Si la temperatura del aire dentro del neumático aumenta, lo mismo hace la presión. Si los neumáticos se han inflado demasiado, el aumento añadido en la presión mientras se conduce puede causar un reventón.

Práctica 10.4

¿Por qué los fabricantes de neumáticos para automóviles recomiendan que se mida la presión de los neumáticos varias veces al año?

RESPUESTA

La presión del aire en los neumáticos cambia con las variaciones de temperatura estacionales. Durante los meses de invierno es necesario añadir aire a los neumáticos para mantener la presión apropiada. A medida que el tiempo es más caluroso, la presión del aire en los neumáticos aumenta y se debe eliminar el exceso de presión.

Hasta el momento se ha considerado que las leyes de los gases expresan la relación entre el volumen y el número de moles (ley de Avogadro), entre la presión y el volumen (ley de Boyle), y entre la presión y la temperatura (ley de Gay-Lussac). La última que comentaremos de las leyes de los gases que relacionan dos variables es la **ley de Charles**, que indica que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura, a condición de que la presión y la cantidad de gas permanezcan constantes. Aumentando la temperatura de una partícula de gas, aumentará la energía cinética y por lo tanto la velocidad de la partícula. Si la presión se mantiene constante, el volumen del gas debe aumentar. Los gases producidos en una explosión se calientan inicialmente por una reacción exotérmica, pero cuando se enfrían a la temperatura ambiente el volumen de gas debe disminuir.

El volumen final (después de la expansión) del gas producido en una explosión viene dado por la temperatura final del gas, que será la misma que

la temperatura ambiente, o la temperatura del entorno. Un solo cartucho de dinamita tiene un volumen de aproximadamente 400 cm^3 (un poco más que una lata de refresco), que cuando explota se convierte casi instantáneamente en productos gaseosos con un volumen final de 462 L a una temperatura de 25°C . Esto representa un aumento de miles de veces en volumen.

Ejemplo resuelto 5

¿La densidad de un gas depende de su temperatura? Explicar.

SOLUCIÓN Sí, la densidad depende de la temperatura del gas. Se calcula dividiendo la masa por el volumen del gas: $D = m/V$. Debido a que el volumen de un gas aumenta al elevarse la temperatura, la densidad de un gas caliente es menor que la densidad del mismo gas frío.

Práctica 10.5

En la Sección 9.4 se describió el proceso de un incendio súbito. Explicarlo en términos de la ley de Charles.

RESPUESTA

Un incendio súbito ocurre cuando un fuego localizado en una zona de una habitación produce gases calientes que quedan atrapados bajo el techo, irradiando calor al resto del contenido de la habitación hasta que se alcanza la temperatura de autoignición. Los gases calientes producidos en la reacción de combustión tienen una densidad menor que los gases fríos, debido a su aumento de volumen, y por ello el gas menos denso sube hasta el techo de la habitación.

La Tabla 10.1 resume las leyes individuales de los gases. Recordar que estas leyes suponen que todas las variables, excepto las que experimentan el cambio de acuerdo con la ley, se mantienen constantes. La Figura 10.5 muestra qué ocurre en un sistema cuando cambia el volumen. El aumento de volumen se puede lograr aumentando la temperatura o el número de partículas de gas en el sistema. Para que el volumen de un sistema disminuya, debe reducirse la temperatura o el número de partículas de gas en el sistema.

La Figura 10.6 ilustra la variable que debe cambiar para que se modifique la presión de un sistema. Si la presión aumenta, el volumen del sistema debe disminuir o la temperatura debe aumentar. Si la presión de un sistema disminuye, el número de partículas de gas disminuye o bien baja la temperatura del sistema.

Tabla 10.1 Resumen de las leyes de los gases.

| Ley | Variables | Constantes | Relación |
|------------|-----------|------------|---------------------------|
| Avogadro | n y V | T y P | Directamente proporcional |
| Boyle | P y V | n y T | Inversamente proporcional |
| Gay-Lussac | P y T | n y V | Directamente proporcional |
| Charles | P y V | n y P | Directamente proporcional |

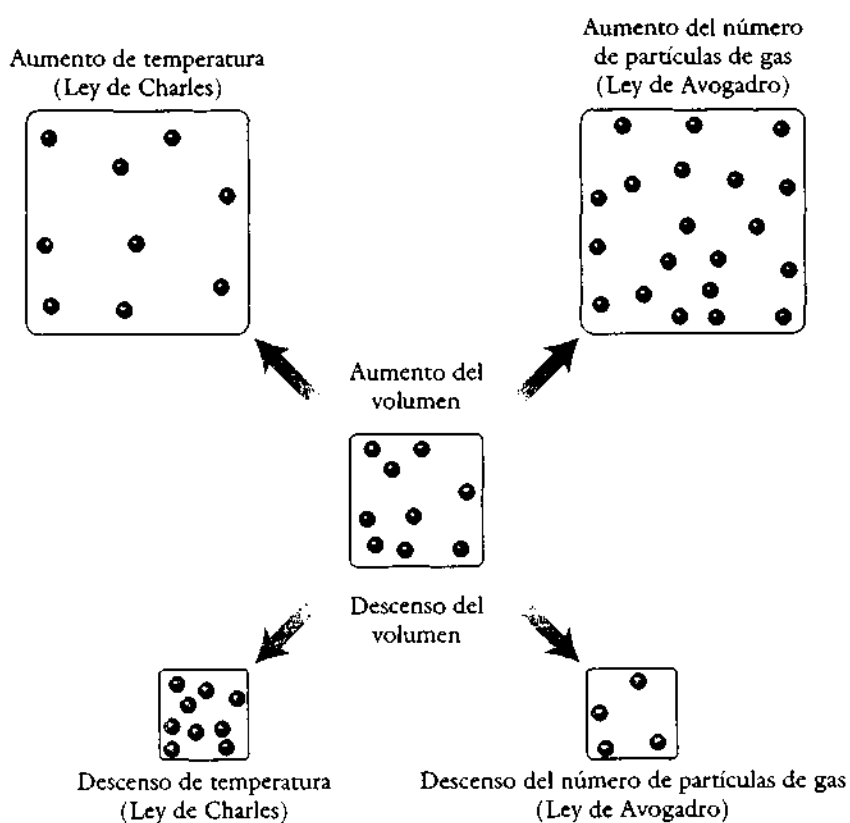


Figura 10.5 Resumen de las leyes de los gases relativas a los cambios de volumen (a presión constante).

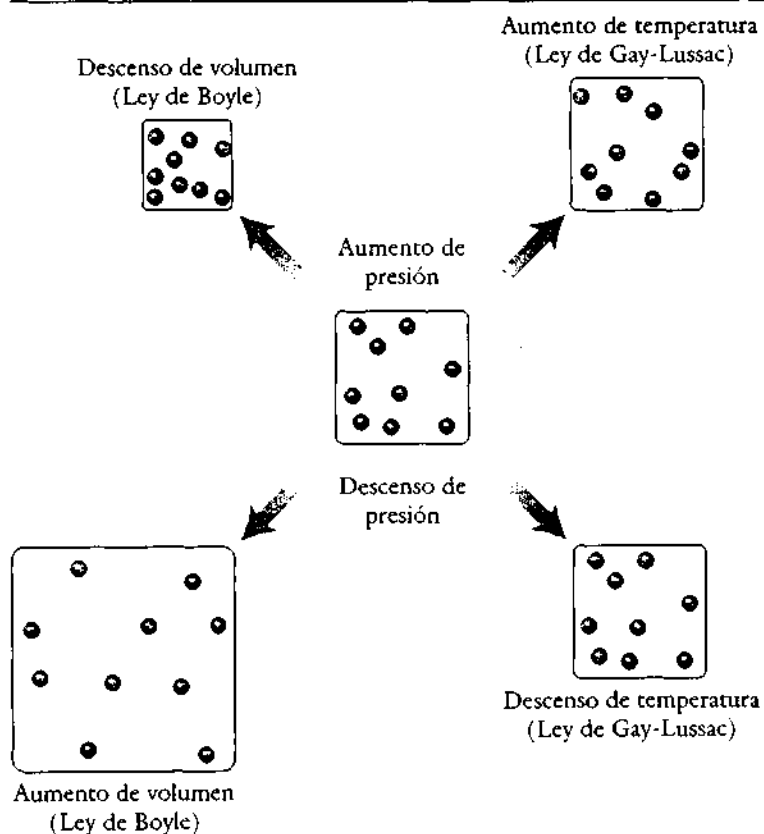


Figura 10.6 Resumen de las leyes de los gases relativas a los cambios de presión (con un número de moles constante).

10.5 Las matemáticas de las leyes de los gases

Objetivo de aprendizaje

Realizar cálculos usando las leyes de los gases para ilustrar el comportamiento de éstos.

Ley de Avogadro

La ley de Avogadro indica que el volumen de un gas es proporcional al número de partículas de gas presentes a temperatura y presión constantes. Si se añaden partículas de gas a un contenedor, el volumen debe aumentar proporcionalmente. El nuevo volumen se puede calcular usando la ecuación de abajo. Las condiciones iniciales y finales para los gases se indican con los subíndices 1 y 2, respectivamente.

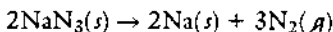
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

El volumen ocupado por un mol de gas es 22,4 L cuando la temperatura del gas es 0 °C y su presión es 1 atm. Estas condiciones de temperatura y presión se conocen como **temperatura y presión estándar (STP)**, por sus siglas en inglés). La ley de Avogadro se puede expresar en STP como sigue:

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ejemplo resuelto 6

Los *airbags* de los automóviles se inflan cuando el nitruro de sodio (NaN_3) contenido en las bolsas explota en una colisión. Calcular el volumen del gas producido en condiciones STP si se utilizan 32,5 g de nitruro de sodio para inflar un *airbag* de impacto lateral de acuerdo con la siguiente ecuación:



SOLUCIÓN El primer paso es calcular los moles de nitruro de sodio que han reaccionado:

$$32,5 \text{ g} \times \underbrace{\frac{1 \text{ mol}}{65,0 \text{ g}}}_{\text{Masa molar de NaN}_3} = 0,500 \text{ mol}$$

El segundo paso es calcular cuántos moles de gas nitrógeno se producen a partir de 0,500 moles de NaN_3 :

$$0,500 \text{ mol NaN}_3 \times \underbrace{\frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3}}_{\text{Coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada}} = 0,750 \text{ mol N}_2$$

El paso final es calcular el volumen de 0,750 moles de N_2 en STP:

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol N}_2} = \frac{V_2}{0,750 \text{ mol N}_2} \Rightarrow V_2 = \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol N}_2} \times 0,750 \text{ mol N}_2 = 16,8 \text{ L}$$

Práctica 10.6

Calcular el número de moles de gas nitrógeno producido y los gramos de nitruro de sodio consumidos si de la explosión de éste resultan 115 L de N_2 .

RESPUESTA

5,13 moles de N_2 y 222 g de NaN_3

Ley de Boyle

La ley de Boyle indica que la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen del gas a temperatura constante. Las botellas de gas comprimido se diseñan considerando la ley de Boyle debido a que en un volumen pequeño se almacena una gran cantidad de gas. Esta compresión produce presiones extremadamente altas dentro de la botella. Si la presión se reduce, el volumen del gas aumenta. Los cálculos de la ley de Boyle utilizan la siguiente ecuación:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Los gases comprimidos se usan para aumentar el daño producido por las bombas de fabricación casera debido al aumento masivo que ocurre en el volumen del gas cuando la botella se rompe.

Ejemplo resuelto 7

Si una botella de gas comprimido tiene una presión de 135 atm y un volumen de 15,0 L, calcular el volumen que ocuparía a 1,00 atm de presión.

SOLUCIÓN El primer paso es resumir las variables del problema:

$$P_1 = 135 \text{ atm}$$

$$V_1 = 15,0 \text{ L}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 1,00 \text{ atm}$$

El siguiente paso es usar la ecuación de Gay-Lussac para resolver V_2 :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{(135 \text{ atm})(15,0 \text{ L})}{1,00 \text{ atm}} = 2,03 \times 10^3 \text{ L}$$

Práctica 10.7

Calcular la presión dentro de una bomba casera antes de que se rompa, considerando que el volumen interno del tubo de acero es 475 cm^3 y el contenido de la bomba genera exactamente 1 mol de gas en STP.

RESPUESTA

47,2 atm

Ley de Gay-Lussac

La ley de Gay-Lussac indica que la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura cuando el volumen del gas es constante. La ecuación que expresa esta relación entre presión y temperatura es la siguiente:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Un punto importante sobre esta ecuación es que las temperaturas se deben expresar usando la escala Kelvin (K) en vez de la Celsius (°C). La temperatura Kelvin de un gas se calcula añadiendo 273,15 a la temperatura Celsius ($K = ^\circ C + 273,15$). Para la mayoría de los cálculos, en los cuales la temperatura se expresa en el grado más cercano (como 25 °C), 273,15 se redondea a 273. Obsérvese también que en las unidades Kelvin *no* se usa el signo del grado.

Ejemplo resuelto 8

La presión dentro de una botella de gas comprimido es 134 atm a 25 °C. Calcular la nueva presión dentro de la botella si se calienta a 48 °C.

SOLUCIÓN El primer paso es resumir las variables del problema:

$$P_1 = 134 \text{ atm}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 48 + 273 = 321 \text{ K}$$

El siguiente paso es usar la ecuación de Gay-Lussac para resolver V_2 :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(134 \text{ atm})(321 \text{ K})}{298 \text{ K}} = 144 \text{ atm}$$

Práctica 10.8

La presión del CO₂ dentro de una lata de refresco es aproximadamente 1,35 atm a 25 °C. ¿Qué presión tendrá si la lata se enfría a 0 °C?

RESPUESTA

1,24 atm

Ley de Charles

La ley de Charles indica que el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura del gas a presión constante. Se sabe que el volumen de un mol de gas a 0 °C es 22,4 L, pero la mayoría de los fuegos y explosiones ocurren a temperaturas mucho más elevadas que 0 °C. La ley de Charles, mostrada abajo en forma matemática, proporciona un método para calcular el volumen del gas a otras temperaturas. Las temperaturas se deben expresar en Kelvin.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ejemplo resuelto 9

Calcular la densidad de 1,00 mol de dióxido de carbono en STP. Calcular la densidad del gas si la temperatura aumenta a 500 °C.

SOLUCIÓN Para calcular la densidad del CO₂, sustituir en la fórmula para la densidad:

$$D = \frac{m}{V} = \frac{\overbrace{44,0 \text{ g}}^{\text{Masa molar del CO}_2}}{\underbrace{22,4 \text{ L}}_{\text{Volumen de 1 mol en STP}}} = 1,96 \text{ g/L}$$

Antes de calcular la densidad del CO₂ a 500 °C se necesita conocer el volumen a esa temperatura. Resumir las variables del problema:

$$V_1 = 22,4 \text{ L}$$

$$T_1 = 0 \text{ °C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 500 \text{ °C} + 273 = 773 \text{ K}$$

Usar la ecuación de Charles para resolver V_2 :

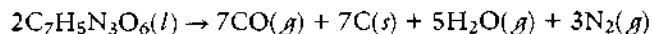
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{V_2}{773 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = \frac{(773 \text{ K})(22,4 \text{ L})}{273 \text{ K}} = 63,4 \text{ L}$$

Calcular la densidad a 500 °C:

$$D = \frac{m}{V} = \frac{\overbrace{44,0 \text{ g}}^{\text{Masa molar del CO}_2}}{\underbrace{63,4 \text{ L}}_{\text{Volumen de 1 mol a 500 °C}}} = 0,694 \text{ g/L}$$

Práctica 10.9

La explosión de 2,00 moles de TNT a 0 °C produce un total de 15 moles de productos en estado gaseoso. Calcular el volumen del gas producido cuando la temperatura final del gas alcanza 25 °C. (*Consejo:* utilizar el volumen molar de los gases en STP para calcular la condición inicial para el volumen y la temperatura). La ecuación ajustada para la reacción es:



RESPUESTA

367 L

10.6 La ley de los gases combinada y la ley de los gases ideales

En Nochebuena de 2004, la familia de Graham Foster recibió una noticia terrible. Graham había tenido un accidente de coche a gran velocidad, salió

Objetivo de aprendizaje

Mostrar cómo se relacionan la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de un gas.



Investigación de un accidente de coche en el cual se inflaron los airbags. (Age Fotostock/SuperStock)

despedido y sufrió heridas fatales. La policía interrogó a su íntimo amigo, David Munn, y dijo que Graham le había dejado en su casa antes de que ocurriera el accidente. La policía pronto averiguó, sin embargo, que los acontecimientos de esa noche no ocurrieron como contó David.

Las pruebas que contradijeron la historia de David se hallaron al examinar los *airbags* del automóvil, que se inflaron en el accidente. La colisión del coche accionó un mecanismo para explotar el nitruro de sodio (NaN_3) contenido en los *airbags*, lo cual produce gas nitrógeno. Si el gas nitrógeno llenó los *airbags*, el movimiento hacia delante de los ocupantes fue amortiguado al impactar con ellos. Los investigadores encontraron en la superficie de los *airbags* células, saliva, sangre y cosméticos de los ocupantes.

El resultado de la prueba de DNA en el *airbag* del conductor coincidió con el de David Munn, no con el de Graham Foster. Cuando se presentó la prueba a Munn, admitió que él iba al volante, bajo la influencia de la metanfetamina, cuando perdió el control mientras intentaba tomar una curva a más de 150 km/h. La explosión que salvó su vida proporcionó la prueba necesaria para probar su culpabilidad. La ciencia que hay tras el mecanismo de un *airbag* se basa en el conocimiento de las leyes de los gases.

La detonación de un compuesto explosivo como el nitruro de sodio produce unos productos en fase gaseosa a elevadas presiones, que se expanden en volumen y simultáneamente cambian de temperatura. Las leyes de los gases descritas en la sección anterior explican cómo una variable responderá a un cambio en otra, suponiendo que las variables restantes permanecen constantes. En una explosión, sin embargo, la presión, el volumen y la temperatura del gas cambian *todos*. La **ley de los gases combinada** es una combinación de las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, y se escribe:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

La ley de los gases combinada se usa cuando diversas variables de un gas están cambiando simultáneamente.

La **ley de los gases ideales** se basa en las medidas de la presión, el volumen y los moles de un gas, y viene dada por la ecuación:

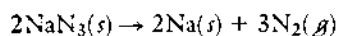
$$PV = nRT$$

donde R es la constante universal de los gases y tiene el valor

$$R = 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

La ley de los gases ideales permite calcular las propiedades de los gases bajo unas condiciones específicas. Por ejemplo, la ley de los gases ideales se puede usar para determinar los moles de gas nitrógeno necesarios para inflar correctamente un *airbag* de un vehículo mediante la detonación de nitruro de sodio. La ley de los gases combinada se puede utilizar para calcular el cambio en el volumen del *airbag* durante las diferentes fases del despliegue.

Un *airbag* típico de pasajero puede requerir hasta 70 L de gas para inflarse completamente, mientras que el del conductor requiere solo 36 L de gas para su despliegue total, debido a que está más cerca del conductor. Los *airbags* laterales tienen un tamaño de 12 L. La cantidad de nitruro de sodio que se requiere para cada tipo de *airbag* difiere en gran medida. La ecuación para la reacción del nitruro de sodio que llena un *airbag* se muestra abajo. El metal sodio producido en la reacción experimenta otras reacciones (no mostradas) con el gas oxígeno de la atmósfera para formar óxido de sodio (Na_2O).



La ecuación para la descomposición explosiva del nitruro de sodio muestra que dos moles de nitruro de sodio producirán tres moles de gas nitrógeno. Con la ley de los gases ideales se puede calcular fácilmente el número de moles de nitrógeno necesarios para llenar un *airbag* de 70 L a 1 atm y a 25 °C. Una vez se ha determinado la cantidad de nitrógeno, se usa la estequiometría de la reacción para determinar la cantidad de nitruro de sodio. Aproximadamente se necesitan 130 g de nitruro de sodio para el *airbag* del pasajero. El *airbag* del conductor contiene aproximadamente la mitad de esta cantidad, y los *airbags* laterales contienen alrededor de una cuarta parte, como mucho.

El nitruro de sodio es una sustancia extremadamente tóxica. Los ecologistas están muy preocupados por la liberación de esta sustancia al medio ambiente procedente de los cementerios de automóviles. Se está investigando para encontrar un sistema alternativo para el despliegue de los *airbags*.

10.7 Las matemáticas de la ley de los gases combinada y de la ley de los gases ideales

¿Cómo se sabe qué ley de los gases usar para resolver un problema? Se examina con cuidado el conjunto de condiciones presentadas en el problema. Si sólo están implicadas dos variables, una que está cambiando y otra que es desconocida, se usan las leyes de Avogadro, Boyle, Charles o Gay-Lussac. Si el problema implica temperatura, presión y volumen, entonces se usa la ley de los gases combinada. Finalmente, si el problema implica las cuatro variables se usa la ley de los gases ideales para calcular la variable desconocida.

Cuando se usa la ley de los gases ideales, la unidad de la constante universal de los gases (R) es una combinación de atmósferas, litros, grados Kelvin y moles. Para que el cálculo sea exacto, la unidad de cada variable del gas debe



Objetivo de aprendizaje

Usar las leyes de los gases para calcular las variables de los sistemas gaseosos.

coincidir con las utilizadas en *R*. Si en un problema las unidades de la variable no coinciden con las necesarias para el cálculo, lo mejor es convertirlas inmediatamente en las unidades apropiadas cuando se resumen los datos.

Ejemplo resuelto 10

Una botella de gas de 0,500 L se calienta a 95 °C y tiene una presión interna de 65,0 atm cuando sus paredes experimentan una rotura crítica, liberando el contenido. Calcular el volumen final que ocupará el gas a 25 °C y 1,00 atm.

SOLUCIÓN Este problema implica un cambio en el volumen, la presión y la temperatura de un gas comprimido. Por lo tanto, se debería usar la ley de los gases combinada.

Primero, resumir los datos proporcionados:

$$P_1 = 65,0 \text{ atm} \quad \text{y} \quad P_2 = 1,00 \text{ atm}$$

$$V_1 = 0,500 \text{ L} \quad \text{y} \quad V_2 = ?$$

$$T_1 = 95 \text{ °C} + 273 = 368 \text{ K} \quad \text{y} \quad T_2 = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

¡Convertir siempre la temperatura a grados Kelvin!

Ahora resolver para la variable desconocida usando la ley de los gases combinada:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{65,0 \text{ atm} \times 0,500 \text{ L}}{368 \text{ K}} = \frac{1,00 \text{ atm} \times V_2}{298 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{65,0 \text{ atm} \times 0,500 \text{ L} \times 298 \text{ K}}{368 \text{ K} \times 1,00 \text{ atm}} = 26,3 \text{ L}$$

Práctica 10.10

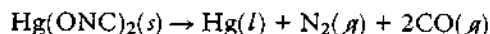
Si una botella de 1,00 L fue fabricada para soportar presiones superiores a 25,0 atm, calcular la temperatura que debía tener cuando se rompió. El volumen final del gas a 1,00 atm y 25 °C era 20,0 L.

RESPUESTA

373 K o 100 °C

Ejemplo resuelto 11

El fulminato de mercurio, $\text{Hg}(\text{ONC})_2(s)$, es un compuesto explosivo fuerte que antiguamente se usaba en los detonadores. Calcular el volumen final de los gases que se producen cuando se detonan 0,500 moles de fulminato de mercurio a una presión de 1,05 atm y una temperatura de 28 °C. La reacción del fulminato de mercurio es:



SOLUCIÓN Anotar las variables:

$$P = 1,05 \text{ atm}$$

$$V = ?$$

$$T = 28 \text{ °C} + 273 = 301 \text{ K}$$

n = la detonación de 1 mol de $\text{Hg}(\text{ONC})_2$ produce 1 mol de $\text{N}_2(g)$ y 2 moles de $\text{CO}(g)$, en total 3 moles de gas. Así, cuando se detonan 0,500 moles de $\text{Hg}(\text{ONC})_2$ se producen 1,5 moles de gas. Debido a que hay cuatro variables, usar la ley de los gases ideales para calcular V :

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,5 \text{ mol})(0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{mol} \cdot \text{K})(301 \text{ K})}{1,05 \text{ atm}} = 35,3 \text{ L}$$

Práctica 10.11

El nitruro de plomo, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, es un explosivo fuerte usado en detonadores. Se descompone formando plomo y gas nitrógeno. Determinar cuántos litros de gas nitrógeno tienen que producirse para obtener una presión de nitrógeno de 74,5 atm en un contenedor de 15,0 mL a una temperatura de 32 °C.

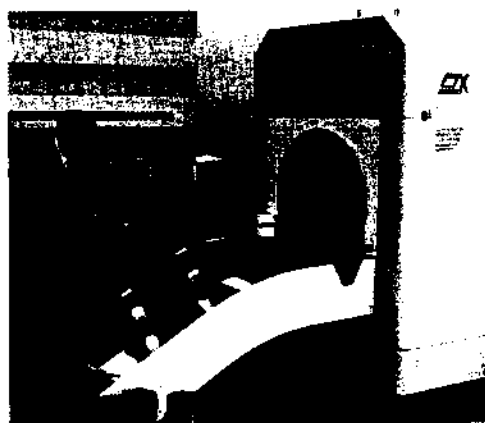
RESPUESTA
0,0446 L

10.8 Detectar explosivos: la ley de Dalton de las presiones parciales

El trágico acontecimiento de la explosión del vuelo de la Pam Am 103 sobre Lockerbie, Escocia, en 1988, hizo que el Congreso de Estados Unidos decretara en 1990 una nueva ley, llamada *Acta de la Mejora de la Seguridad de la Aviación* (H.R. 5732). La Sección 107 de esta acta encomienda específicamente a la *Federal Aviation Administration* (FAA) la determinación de los tipos y cantidades de materiales explosivos que plantearían el mayor riesgo de uso por terroristas. A la FAA le fue encomendado también determinar si podría usarse la tecnología actual para defender a los pasajeros de los explosivos y, si no, invertir en el desarrollo de la tecnología. Si usted ha viajado en avión ha visto las máquinas de rayos X que se usan para escanear el equipaje, y los detectores de metales para escanear a los pasajeros. Sin embargo, los explosivos plásticos pueden eludir fácilmente su detección por estos medios, y por ello se requieren otros métodos.

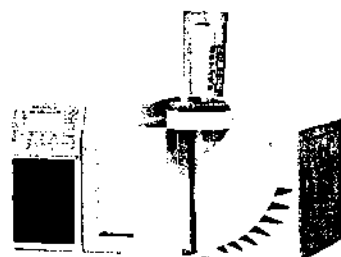
Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo la ley de Dalton de las presiones parciales está relacionada con las mezclas de gases.



Los equipajes se pasan por el escáner para detectar explosivos. (Reuters/Corbis)

Análisis de las pruebas | Espectroscopia de masas

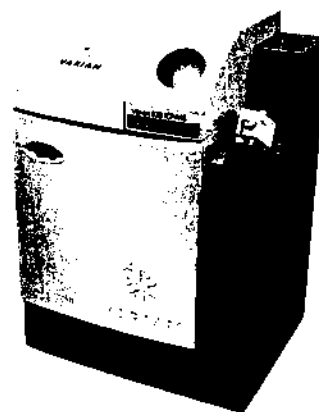


GC-MS

(Todas por cortesía de Varian, Inc.)



LC-MS



ICP-MS

Uno de los instrumentos más sencillos y de mayor alcance que un químico forense tiene en el laboratorio para analizar pruebas es el **espectrómetro de masas**, que permite determinar con exactitud la masa molecular de una sustancia desconocida. Algunas aplicaciones del espectrómetro de masas en el laboratorio forense son la identificación de drogas ilegales y de prescripción, de acelerantes en incendios provocados y de explosivos.

El espectrómetro de masas se puede acoplar a otros sistemas comentados anteriormente en este libro, tales como la cromatografía de gases (GC-MS),

la cromatografía líquida (LC-MS) y el plasma inductivamente acoplado (ICP-MS).

La espectroscopia de masas se basa en la capacidad de un campo magnético para desviar un ion en movimiento. La Figura 10.7 ilustra los componentes principales de un espectrómetro de masas. La fuente del ion permite que un número muy pequeño de iones en fase gaseosa del compuesto desconocido pasen a la cámara de vacío. Es importante que el espectrómetro de masas esté colocado en una cámara de vacío para que los iones no colisionen con los gases atmosféricos que los desviarían de sus trayectorias. Cuando

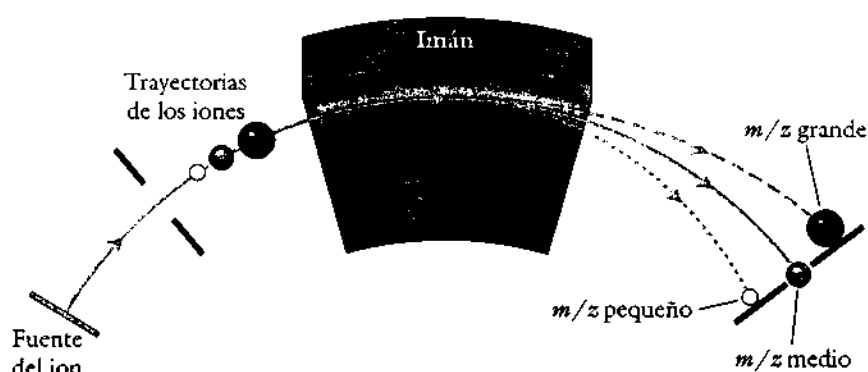


Figura 10.7 Espectrómetro de masas.

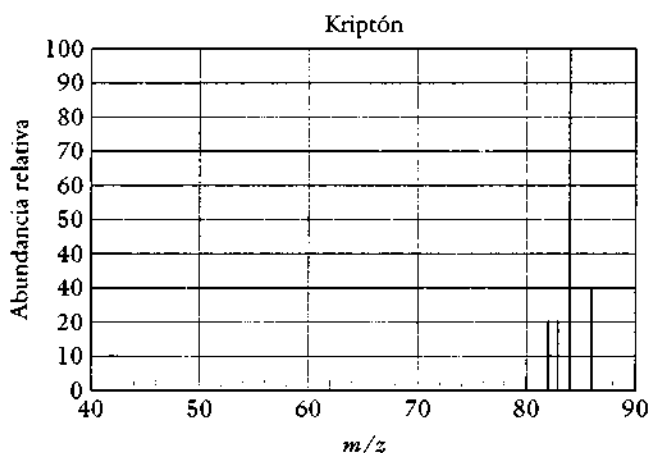


Figura 10.8 Datos de la espectroscopia de masas para el kriptón. (Webbook.nist.gov/chemistry)

los iones entran en el espectrómetro de masas pasan por unas placas metálicas que tienen voltajes tales que los iones son repelidos por una placa y atraídos hacia la siguiente. Este proceso aumenta la velocidad de los iones.

A continuación los iones entran en una zona donde se les aplica un campo magnético. Los iones son desviados por el campo magnético, de la misma manera en que se describió en el experimento de los rayos catódicos en la Sección 3.5 para los electrones. En el espectrómetro de masas, los iones viajan con una trayectoria curva, como se muestra en la Figura 10.7. No todos los iones podrán alcanzar el detector, que está en el otro lado de la estrecha hendidura.

El ángulo con que cada ion se desvía por el campo magnético depende de dos variables: la masa (m) y la carga (z) del ion. El campo magnético del espectrómetro de masas se ajusta de modo que sólo los iones correspondientes a una relación de masa-carga específica (m/z) puedan alcanzar el detector. Los iones con una relación masa-carga grande no se desvían lo suficiente, mientras que los iones con menor relación masa-carga se desvían demasiado. El campo magnético del espectrómetro de masas se ajusta secuencial-

mente para que todos los iones posibles puedan alcanzar el detector.

Para cada muestra se determina el número de iones de cada relación masa-carga. En la Figura 10.8 pueden verse como ejemplo los datos relativamente sencillos obtenidos para el gas kriptón. El gráfico muestra que el kriptón tiene cinco isótopos (Kr-80, Kr-82, Kr-83, Kr-84 y Kr-86). Para los datos del espectro de masas, al pico del isótopo más abundante (en este caso Kr-84) se le asigna una abundancia relativa del 100%, y los iones del resto de los isótopos se muestran como un porcentaje de ese ion más abundante.

Los datos obtenidos pueden ser muy complejos, como se muestra en la Figura 10.9 para la cocaína. Los isótopos solos no pueden explicar la complejidad del espectro de la cocaína. La complejidad adicional viene de la generación de iones distintos de los de las grandes moléculas orgánicas que se pueden romper en otras más pequeñas, cada una formando iones. Cuando los químicos analizan una sustancia desconocida, comparan los resultados experimentales con una muestra conocida de cocaína, porque la cocaína formará siempre el mismo patrón, como se muestra en la Figura 10.9, si las condiciones experimentales son similares.

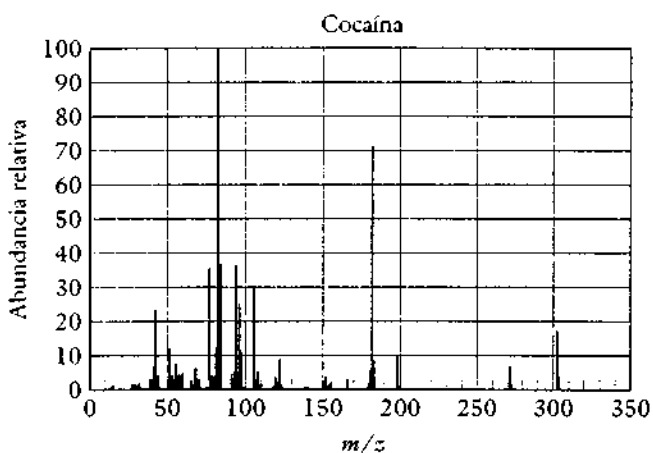


Figura 10.9 Datos de la espectroscopia de masas para la cocaína. (Webbook.nist.gov/chemistry)

Un método desarrollado en respuesta a esta necesidad se basa en la detección de muy pequeñas cantidades de moléculas en fase gaseosa emitidas por los explosivos sólidos. Una muestra de aire tomada del área cercana al material explosivo contendrá moléculas del material, que pueden ser detectadas por un instrumento electrónico diseñado para tales análisis o por la nariz de un perro entrenado para detectar bombas.

Los explosivos que tienen una presión de vapor elevada tendrán más moléculas que pasan a la fase gaseosa y se pueden detectar más fácilmente que aquellos compuestos con una presión de vapor baja. Las mezclas de gases se rigen por la **ley de Dalton de las presiones parciales**, que indica que la presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones de cada uno de los componentes de la mezcla. La ley de Dalton de las presiones parciales se describe matemáticamente como sigue:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

En otras palabras, cada gas se comporta en la mezcla independientemente de todos los demás gases, y actúa como si los otros gases no estuvieran presentes. Por ejemplo, el aire que respiramos es una mezcla de nitrógeno al 78%, oxígeno al 21%, argón al 0,9% y otros gases que componen el resto. Si la presión atmosférica total es 1,0 atm, entonces la presión del nitrógeno es 0,78 atm, la del oxígeno es 0,21 atm y la del argón es 0,009 atm.

Ejemplo resuelto 12

La presión de una mezcla de gases metano-oxígeno-nitrógeno es 2,50 atm. Si la presión parcial del gas oxígeno es 0,25 atm y la del gas nitrógeno es 1,45 atm, ¿cuál es la presión parcial del metano?

SOLUCIÓN Sustituir en la ley de Dalton de las presiones parciales:

$$\begin{aligned} P_{\text{total}} &= P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{CH}_4} \\ 2,50 \text{ atm} &= 0,25 \text{ atm} + 1,45 \text{ atm} + P_{\text{CH}_4} \\ P_{\text{CH}_4} &= 2,50 \text{ atm} - 0,25 - 1,45 \text{ atm} = 0,80 \text{ atm} \end{aligned}$$

Práctica 10.12

Considerando que el aire es 78% N₂, 21% O₂ y 0,9% Ar, calcular la presión parcial de cada gas a una altura con una presión atmosférica de 0,90 atm.

RESPUESTA

0,70 atm N₂, 0,19 atm O₂ y 0,008 atm Ar

La Tabla 10.2 contiene las presiones de vapor de varios compuestos explosivos en el aire. Los primeros cinco compuestos se usan comúnmente como explosivos fuertes. El intervalo de las presiones de vapor de los explosivos fuertes es amplio, pero incluso aquellos, como la nitroglicerina, en el extremo más alto del intervalo, no se detectan fácilmente. El RDX y el PETN tienen la presión de vapor más baja de la lista, y los dos se usan frecuentemente para fabricar explosivos plásticos de suficiente potencia, ya que sólo se requiere una pequeña cantidad para poner en peligro la seguridad en un avión. Por lo tanto, la detección de explosivos plásticos se ha convertido en una prioridad.

Tabla 10.2 Presión de vapor de algunos compuestos explosivos.

| Nombre (abreviatura inglesa) | Presión de vapor a 25 °C (1 atm) |
|--|----------------------------------|
| Nitrato de amonio (AN) | $6,6 \times 10^{-9}$ |
| Nitroglicerina (NG) | $3,2 \times 10^{-8}$ |
| Tetranitrato de pentaeritritol (PETN) | $5,0 \times 10^{-13}$ |
| 1,3,5-trinitro-1,3,5-triazaciclohexano (RDX) | $1,8 \times 10^{-12}$ |
| 2,4,6-trinitrotolueno (TNT) | $3,9 \times 10^{-9}$ |
| 2,3-dimetil-2,3-dinitrobutano (DMNB) | $2,8 \times 10^{-6}$ |
| Dinitrato de etilenglicol (EGDN) | $3,7 \times 10^{-5}$ |
| Para-mononitrotolueno (p-MNT) | $5,4 \times 10^{-5}$ |
| Orto-mononitrotolueno (o-MNT) | $2,4 \times 10^{-4}$ |

Adaptada de *Containing the Threat from Illegal Bombings*, National Research Council, National Academy Press, Washington D.C., 1998.

En 1991, el Consejo de las Naciones Unidas de la Organización Internacional de Aviación Civil acordó un estándar para la marca de los explosivos plásticos con el fin de detectarlos. Esta convención requiere que los explosivos plásticos estén fabricados con pequeñas cantidades de **compuestos marcadores** (0,1% a 1,0%). Los marcadores son compuestos explosivos que tienen una gran presión de vapor, que facilita la detección de los explosivos plásticos. Los últimos cuatro compuestos de la Tabla 10.2 son marcadores diseñados para su adición a los explosivos plásticos. Los marcadores químicos DMNB, EGDN, p-MNT y o-MNT tienen presiones de vapor de 10 000 hasta 1 billón americano (mil millones) de veces mayores que los compuestos explosivos primarios. Las altas presiones de vapor producen una presión parcial en el aire cerca del explosivo lo suficientemente grande como para ser detectada por un perro o por sistemas de detección electrónica. Aunque los compuestos marcadores no proporcionan ninguna información sobre el origen de los explosivos plásticos, aumentan la capacidad de los oficiales de aviación y de la ley para detectar los explosivos antes de que se puedan utilizar.



10.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Rastrear explosivos

La investigación de la muerte de Nathan Allen se aceleró espectacularmente debido a que el fabricante añadía a la dinamita fragmentos de polímeros del tamaño de micras, llamados **"etiquetas"** (traducción libre de la palabra inglesa *taggants*). La "etiqueta" se prepara con plásticos de diversos colores. Actúa como un código de barras y puede identificar al fabricante, la fecha de fabricación, el número de lote e incluso los lugares previstos de distribución del explosivo. Un cartucho normal de dinamita contiene varios miles de "etiquetas", muchas de las cuales se destruyen en la explosión.



Las "etiquetas" de los explosivos contienen información para identificar el fabricante y el número de lote. (Microtrace, LLC, Minneapolis, MN)

Sin embargo, debido a que las "etiquetas" no contienen una fuente de oxígeno (como tienen las moléculas del explosivo), se pueden destruir sólo por combustión con el oxígeno de la atmósfera. Incluso la pólvora no se consume por completo cuando se usa, así que es razonable esperar que sobrevivirán suficientes "etiquetas" para una identificación positiva. La detección y la recuperación de las "etiquetas" en los residuos de una explosión resulta más fácil si las "etiquetas" están hechas con *chips* magnéticos o fluorescentes.

El lote de explosivos usado para fabricar el Tovex 220 comprado por James McFillin era parte de un estudio patrocinado por el gobierno para probar si los explosivos con "etiquetas" serían prácticos. La información proporcionada por la "etiqueta" no está fácilmente disponible para los investigadores debido a que el gobierno nunca ha instituido una regulación que obligue a los fabricantes a añadir una marca identificativa específica en los explosivos. Suiza, sin embargo, desde 1980 requiere que todos los explosivos contengan "etiquetas" (es el único país que impone tal requisito). Los argumentos contra la obligación de que los fabricantes incorporen "etiquetas" identificativas se centran en el aumento de los costes para la industria, la posible contaminación con otras "etiquetas" en el lugar de la bomba, el uso por parte de los terroristas de bombas de fabricación casera que no tendrían "etiquetas", y la disminución del uso de explosivos conteniendo "etiquetas".

Mientras que la adición de "etiquetas" puede ayudar a identificar al fabricante, la carencia de "etiquetas" no significa que sea imposible averiguar el origen de un explosivo. Un método que se está desarrollando, investigando y evaluando, se basa en la "huella digital" de los componentes del rastro, tales como isómeros del compuesto explosivo presente en la mezcla explosiva.

Considerar el ejemplo del TNT, que se fabrica por la nitración del tolueno usando ácido nítrico. Específicamente, el compuesto producido es 2,4,6-trinitrotolueno, también conocido como 2,4,6-TNT. En la mayoría de las reacciones químicas se producen compuestos imprevistos, que incluyen los isómeros del producto principal. La estructura del 2,4,6-TNT se ilustra en la Figura 10.10. Los átomos de carbono del anillo bencénico se numeran del 1 al 6, empezando siempre por el número 1 en el carbono unido al grupo metilo.

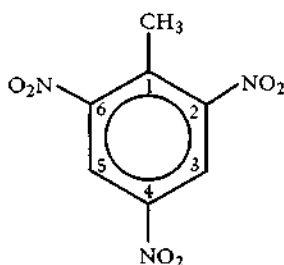
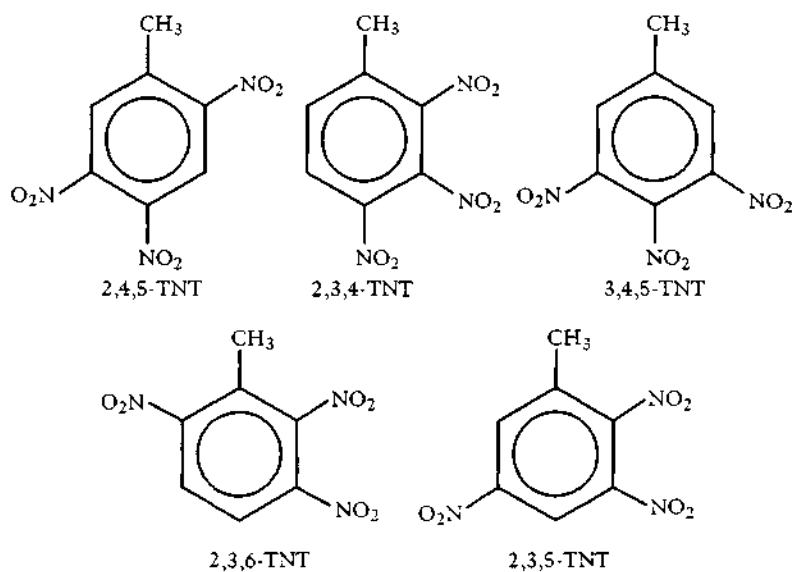


Figura 10.10 2,4,6-trinitrotolueno, también conocido como TNT.

Ejemplo resuelto 13

Hay cinco isómeros del 2,4,6-TNT que se forman colocando los tres grupos nitro (—NO_2) en diferentes átomos de carbono. Dibujar y decir el nombre de los cinco isómeros.

SOLUCIÓN

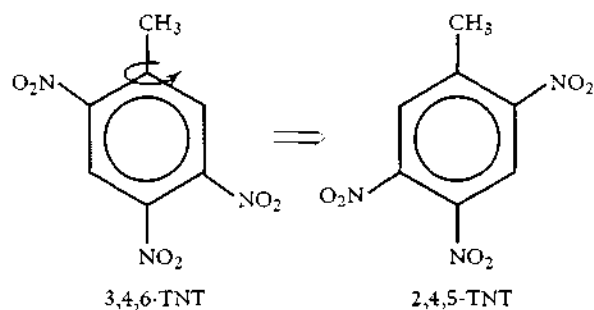


Práctica 10.13

Explicar por qué el 3,4,6-TNT no es uno de los isómeros del ejemplo resuelto 13.

RESPUESTA

El isómero 3,4,6-TNT es de hecho el isómero 2,4,5-TNT, como se muestra abajo. 2,4,5-TNT es el nombre correcto para esta estructura.



Los cinco isómeros del 2,4,6-TNT son los componentes minoritarios que se producen en el proceso de fabricación y están presentes en muy pequeñas concentraciones en la mezcla del producto final. Estos componentes minoritarios pueden proporcionar pistas para saber dónde se ha fabricado el TNT, pues cada fabricante utiliza procedimientos de reacción, equipamiento y temperaturas de reacción ligeramente diferentes, que dan lugar a variaciones en la cantidad de cada isómero en el producto final. Si los agentes de la ley recogen una muestra sospechosa de ser TNT, se puede medir la cantidad de cada isómero y relacionarla con los estándares obtenidos de cada fábrica. Los isómeros actúan como un código de barras o huella dactilar de la fábrica que preparó el explosivo.

La LC-MS es una herramienta eficaz para el análisis del 2,4,6-TNT y sus isómeros, así como para muchas mezclas. El método de cromatografía líquida se-

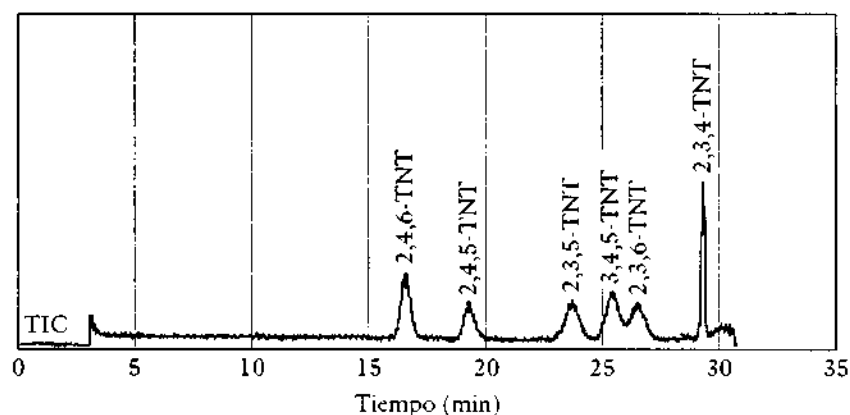


Figura 10.11 Separación de los isómeros del TNT mediante cromatografía líquida-espectroscopia de masas. (Zhao, X., Yinon, J. "Characterization and Origin Identification of 2,4,6-TNT through its By-product Isomers. . ." *Journal of Chromatography A*, 946, 125-132, 2002.)

para cada isómero de la mezcla, y el espectrómetro de masas permite identificar cada isómero del TNT dentro de la muestra. En la Figura 10.11 se muestra un cromatograma representativo de la separación y la detección de un isómero estándar de TNT. Se debe observar que en una muestra real de TNT (en comparación con una mezcla de laboratorio y sus isómeros usada como estándar), el tamaño de la señal para los isómeros, con excepción del 2,4,6-TNT, sería extremadamente pequeño porque estarían presentes como trazas.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- La química de los explosivos se caracteriza por reacciones que liberan una gran cantidad de energía en un periodo de tiempo corto y forman cantidades importantes de productos gaseosos. Los explosivos débiles son compuestos capaces de producir una reacción de combustión rápida y para llegar a explotar deben estar físicamente confinados en un contenedor pequeño. Los explosivos fuertes detonan tanto si están confinados como si no, y se descomponen rápidamente para producir una onda expansiva que romperá cualquier material que se encuentre en las proximidades.
- La teoría cinética molecular proporciona un modelo para comprender cómo se comportan los gases y por qué sus propiedades difieren considerablemente de las de los sólidos y los líquidos. El efecto de la temperatura, la presión y los cambios de volumen se puede entender con los principios de la teoría cinética molecular.
- Las leyes de los gases nos permiten entender las relaciones entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de gas en un sistema. Se puede calcular el efecto que tiene un cambio en una variable sobre otra. La combinación de las leyes de los gases individuales conduce a la ley de los gases ideales, $PV = nRT$, que demuestra la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles.
- La ley de Dalton de las presiones parciales indica que todos los gases presentes en una mezcla contribuyen a la presión total. Un método para detectar explosivos se basa en añadir explosivos con presiones de vapor bajas a otros compuestos que tienen una presión de vapor alta. Los vapores de los compuestos de presión de vapor alta producirán una presión parcial medible alrededor del explosivo, haciéndolo más fácil de detectar.
- Una manera de identificar el origen de un explosivo es que el fabricante añada un *chip* multicapa, de plástico coloreado, llamado "etiqueta", que actúa como código de barras. Sin embargo, no todos los fabricantes usan "etiquetas". Otro método se basa en buscar trazas de isómeros de las moléculas de explosivo, como "huellas dactilares" de la fábrica. Ligeras variaciones en la cantidad de trazas de isómeros reflejan las distintas condiciones en que se fabricaron los explosivos.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|---|---|------------------------------------|--|
| Explosivos débiles, p. 301 | Límite superior de explosividad (UEL), p. 306 | Ley de los gases combinada, p. 318 | Ley de Dalton de las presiones parciales, p. 324 |
| Explosivos fuertes, p. 302 | Ley de Avogadro, p. 307 | Ley de los gases ideales, p. 318 | Compuestos marcadores, p. 325 |
| Balance de oxígeno, p. 304 | Ley de Boyle, p. 308 | Espectrómetro de masas, p. 322 | "Etiquetas", p. 325 |
| Teoría cinética molecular, p. 306 | Ley de Gay-Lussac, p. 310 | | |
| Límite inferior de explosividad (LEL), p. 306 | Ley de Charles, p. 311 | | |
| | Temperatura y presión estándar (STP), p. 314 | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

- "Killer trapped by his DNA," *The Journal* (Newcastle, UK), September 18, 2004.
- Sample, Erin. "Invisible Taggants Ensure Authenticity", *Government Security*, August 1, 2005.
- Witkin, Gordon. "The Debate about Invisible Detectives", *U.S. News & World Report*, September 16, 1996.
- Zhao, X., Yinon, J. "Characterization and Origin Identification of 2,4,6-Trinitrotoluene through Its By-product Isomers by Liquid Chromatography-Atmospheric Pressure Chemical Ionization Mass Spectrometry", *Journal of Chromatography A*, vol. 946, pp. 125-132 (2002).
- Para más información sobre *Aviation Security Improvement Act of 1990*:
www4.law.cornell.edu/usc/cgi/get_external.cgi?type=pubL&target=101-604
- Para más información sobre bombas en Estados Unidos:
<http://www.pbs.org/wgbh/nova/transcripts/2310tbomb.html>
- Un artículo sobre "etiquetas" publicado en el *Chicago Sun-Times* el 13 de mayo de 1995:
home.speedsite.com/ccohen/taggants.htm

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

- ¿Cuáles son los requisitos para que un compuesto sea un explosivo? (10.1)
- ¿Cuál es la diferencia entre un explosivo débil y uno fuerte? (10.1)
- ¿Cuál es el principal uso de un explosivo débil? (10.1)
- ¿Por qué se utiliza un detonador para disparar la carga principal de un explosivo fuerte? (10.1)
- Las moléculas explosivas contienen carbono, hidrógeno y oxígeno. ¿Por qué es esto importante en el proceso de detonación? (10.2)
- ¿Cuál es el balance de oxígeno de un explosivo? ¿Por qué es una información importante? (10.2)
- ¿Cuáles son las cuatro premisas de la teoría cinética molecular de los gases? (10.3)
- ¿Cuál es la naturaleza de la presión de un gas dentro de una botella? Ilustrar la respuesta con un dibujo mostrando dos botellas, una con un gas a alta presión y otra con un gas a baja presión. (10.3 y 10.4)
- Explicar por qué los gases se pueden comprimir en mayor medida que los líquidos y los sólidos. Ilustrar la respuesta con un dibujo donde se vea el tamaño de partícula en cada estado físico. (10.3)
- Explicar por qué no explotan las mezclas de combustible-aire por debajo del LEL. (10.3)
- Explicar por qué no explotan las mezclas de combustible-aire por encima del UEL. (10.3)
- Explicar el fenómeno físico que crea la presión de un gas. (10.3)
- Exponer la ley de Avogadro y explicar cómo se relacionan las variables. Ilustrar la respuesta con un dibujo. (10.4)
- Exponer la ley de Boyle y explicar cómo se relacionan las variables. Ilustrar la respuesta con un dibujo. (10.4)

15. Exponer la ley de Gay-Lussac y explicar cómo se relacionan las variables. Ilustrar la respuesta con un dibujo. (10.4)
16. Exponer la ley de Charles y explicar cómo se relacionan las variables. Ilustrar la respuesta con un dibujo. (10.4)
17. ¿Qué representa STP? (10.5)
18. ¿Cómo se puede decidir qué ley de los gases usar en un cálculo? (10.7)
19. Explicar cómo se puede usar la teoría cinética molecular para entender la ley de Dalton de las presiones parciales. (10.8)
20. Comentar los principios en que se basa el uso de “etiquetas” en los materiales explosivos. (10.9)
21. Comentar los principios en que se basa el uso de marcadores químicos en los explosivos plásticos. (10.9)
22. Comentar el uso de isómeros para rastrear el origen de los explosivos. (10.9)
23. ¿Cómo ayudan las “etiquetas”, los marcadores y los isómeros a los agentes de la ley? (10.9)
24. ¿Qué limitaciones tiene el uso de “etiquetas”, marcadores e isómeros? (10.9)
28. Determinar cuántos moles de oxígeno serían necesarios para completar la oxidación de un mol de cada uno de los siguientes compuestos a CO_2 y H_2O . (10.2)
 - (a) Hexano
 - (b) 2-metiloctano
 - (c) Pentano
 - (d) Octano
29. Determinar qué ocurre con cada variable (aumenta, disminuye, no cambia) en las condiciones indicadas. Suponer que las otras variables que no se mencionan específicamente tienen valores constantes. (10.4)
 - (a) ¿Qué ocurre con la presión cuando disminuye el volumen?
 - (b) ¿Qué ocurre con el volumen cuando aumenta la temperatura?
 - (c) ¿Qué ocurre con la presión cuando disminuye la temperatura?
 - (d) ¿Qué ocurre con la presión cuando disminuye la cantidad de gas?
30. Determinar qué ocurre con cada variable (aumenta, disminuye, no cambia) en las condiciones indicadas. Suponer que las otras variables que no se mencionan específicamente tienen valores constantes. (10.4)
 - (a) ¿Qué ocurre con el volumen si se dobla la cantidad de gas?
 - (b) ¿Qué ocurre con la temperatura cuando disminuye la presión?
 - (c) ¿Qué ocurre con la temperatura cuando aumenta el volumen?
 - (d) ¿Qué ocurre con el volumen cuando aumenta la presión?

Problemas

25. Determinar cuántos moles de oxígeno serían necesarios para completar la oxidación de un mol de cada uno de los siguientes compuestos a CO_2 y H_2O . (10.2)
 - (a) CH_3CH_3
 - (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
 - (c) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
 - (d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
26. Determinar cuántos moles de oxígeno serían necesarios para completar la oxidación de un mol de cada uno de los siguientes compuestos a CO_2 y H_2O . (10.2)
 - (a) CH_3OH
 - (b) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$
 - (c) CH_3OCH_3
 - (d) $\text{CH}\equiv\text{CH}$
27. Determinar cuántos moles de oxígeno serían necesarios para completar la oxidación de un mol de cada uno de los siguientes compuestos a CO_2 y H_2O . (10.2)
 - (a) Metano
 - (b) Propano
 - (c) 1-butino
 - (d) Benceno
31. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Avogadro. (10.5)
 - (a) $V_1 = 2,00 \text{ L}$, $n_1 = 0,553 \text{ mol}$, $V_2 = 0,575 \text{ L}$, $n_2 = ?$
 - (b) $V_1 = ?$, $n_1 = 1,00 \text{ mol}$, $V_2 = 750,0 \text{ mL}$, $n_2 = 1,25 \text{ mol}$
 - (c) $V_1 = 0,334 \text{ L}$, $n_1 = 0,872 \text{ mol}$, $V_2 = ?$, $n_2 = 6,77 \text{ mol}$
 - (d) $V_1 = 17,2 \text{ L}$, $n_1 = 3,14 \text{ mol}$, $V_2 = 5,86 \text{ L}$, $n_2 = ?$
32. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Avogadro. (10.5)
 - (a) $V_1 = 9,15 \text{ L}$, $n_1 = ?$, $V_2 = 4,65 \text{ L}$, $n_2 = 3,56 \text{ mol}$
 - (b) $V_1 = ?$, $n_1 = 0,661 \text{ mol}$, $V_2 = 1,37 \text{ L}$, $n_2 = 1,45 \text{ mol}$

- (c) $V_1 = 612 \text{ mL}$, $n_1 = 9,11 \text{ mol}$,
 $V_2 = 575 \text{ mL}$, $n_2 = ?$
 (d) $V_1 = 5,58 \text{ L}$, $n_1 = 0,330 \text{ mol}$,
 $V_2 = 9,98 \text{ L}$, $n_2 = ?$
33. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Boyle. (10.5)
 (a) $P_1 = 6,97 \text{ atm}$, $V_1 = 3,74 \text{ L}$, $P_2 = ?$,
 $V_2 = 6,64 \text{ L}$
 (b) $P_1 = 0,245 \text{ atm}$, $V_1 = 565 \text{ mL}$,
 $P_2 = 4,71 \text{ atm}$, $V_2 = ?$
 (c) $P_1 = 6,03 \text{ atm}$, $V_1 = ?$, $P_2 = 8,66 \text{ atm}$, $V_2 = 0,904 \text{ L}$
 (d) $P_1 = ?$, $V_1 = 7,43 \text{ L}$, $P_2 = 3,38 \text{ atm}$,
 $V_2 = 2,85 \text{ L}$
34. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Boyle. (10.5)
 (a) $P_1 = 8,51 \text{ atm}$, $V_1 = 5,92 \text{ L}$,
 $P_2 = 0,773 \text{ atm}$, $V_2 = ?$
 (b) $P_1 = ?$, $V_1 = 2,91 \text{ L}$, $P_2 = 9,76 \text{ atm}$,
 $V_2 = 4,02 \text{ L}$
 (c) $P_1 = 6,99 \text{ atm}$, $V_1 = ?$, $P_2 = 1,24 \text{ atm}$, $V_2 = 12,6 \text{ L}$
 (d) $P_1 = 3,87 \text{ atm}$, $V_1 = 5,17 \text{ L}$, $P_2 = ?$,
 $V_2 = 25,6 \text{ L}$
35. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Gay-Lussac. (10.5)
 (a) $P_1 = 1,02 \text{ atm}$, $T_1 = 300,0 \text{ K}$,
 $P_2 = 8,15 \text{ atm}$, $T_2 = ?$
 (b) $P_1 = ?$, $T_1 = 266 \text{ K}$, $P_2 = 4,97 \text{ atm}$,
 $T_2 = 607 \text{ K}$
 (c) $P_1 = 8,80 \text{ atm}$, $T_1 = ?$, $P_2 = 3,47 \text{ atm}$, $T_2 = 279 \text{ K}$
 (d) $P_1 = 9,98 \text{ atm}$, $T_1 = 287 \text{ K}$, $P_2 = ?$,
 $T_2 = 484 \text{ K}$
36. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Gay-Lussac. (10.5)
 (a) $P_1 = 9,91 \text{ atm}$, $T_1 = 103 \text{ K}$,
 $P_2 = 0,216 \text{ atm}$, $T_2 = ?$
 (b) $P_1 = 5,89 \text{ atm}$, $T_1 = 334 \text{ K}$, $P_2 = ?$,
 $T_2 = 210 \text{ K}$
 (c) $P_1 = 3,66 \text{ atm}$, $T_1 = ?$, $P_2 = 7,37 \text{ atm}$, $T_2 = 797 \text{ K}$
 (d) $P_1 = ?$, $T_1 = 977 \text{ K}$, $P_2 = 5,57 \text{ atm}$,
 $T_2 = 244 \text{ K}$
37. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Charles. (10.5)
 (a) $V_1 = 2,55 \text{ L}$, $T_1 = 379 \text{ K}$, $V_2 = 9,92 \text{ L}$,
 $T_2 = ?$
 (b) $V_1 = ?$, $T_1 = 118 \text{ K}$, $V_2 = 14,0 \text{ L}$,
 $T_2 = 612 \text{ K}$
 (c) $V_1 = ?$, $T_1 = 298 \text{ K}$, $V_2 = 3,33 \text{ L}$,
 $T_2 = 828 \text{ K}$
 (d) $V_1 = 4,31 \text{ L}$, $T_1 = 318 \text{ K}$, $V_2 = 6,83 \text{ L}$,
 $T_2 = ?$
38. Calcular las variables que faltan en cada experimento usando la ley de Charles. (10.5)
 (a) $V_1 = 3,99 \text{ L}$, $T_1 = 901 \text{ K}$, $V_2 = 6,98 \text{ L}$,
 $T_2 = ?$
 (b) $V_1 = ?$, $T_1 = 659 \text{ K}$, $V_2 = 17,1 \text{ L}$,
 $T_2 = 280 \text{ K}$
 (c) $V_1 = ?$, $T_1 = 258 \text{ K}$, $V_2 = 16,0 \text{ L}$,
 $T_2 = 818 \text{ K}$
 (d) $V_1 = 5,76 \text{ L}$, $T_1 = 408 \text{ K}$, $V_2 = ?$,
 $T_2 = 277 \text{ K}$
39. Calcular el volumen de las siguientes cantidades de gases a STP. (10.5)
 (a) 7,66 moles de dióxido de carbono
 (b) 33,1 moles de hidrógeno
 (c) 0,148 moles de dióxido de azufre
 (d) 0,996 moles de sulfuro de hidrógeno
40. Calcular el volumen de las siguientes cantidades de gases a STP. (10.5)
 (a) 0,166 moles de helio
 (b) 4,29 moles de flúor
 (c) 64,4 moles de nitrógeno
 (d) 705 moles de trióxido de azufre
41. Calcular el volumen de las siguientes cantidades de gases a STP. (10.5)
 (a) 3,30 g de metano
 (b) 1,96 g de oxígeno
 (c) 78,2 g de monóxido de carbono
 (d) 30,3 g de monóxido de dinitrógeno
42. Calcular el volumen de las siguientes cantidades de gases a STP. (10.5)
 (a) 23,4 g de nitrógeno
 (b) 42,7 g de argón
 (c) 171 g de propano
 (d) 96,5 g de butano
43. Calcular la densidad de los gases (g/L) del Problema 41. (10.5)
44. Calcular la densidad de los gases (g/L) del Problema 42. (10.5)
45. Un gas ocupa inicialmente 2,00 L a 25 °C y 3,00 atm. Calcular su volumen después de que la temperatura aumente a 125 °C y la presión disminuya a 1,00 atm. (10.7)

46. Un gas ocupa inicialmente 25,0 L a 25 °C y 3,00 atm. Calcular su volumen después de que la temperatura aumente a 125 °C y la presión disminuya a 1,00 atm. (10.7)
47. Un gas ocupa inicialmente 10,0 L a 55 °C y 25,0 atm. Calcular su volumen después de que la temperatura baje a 25 °C y la presión disminuya a 1,50 atm. (10.7)
48. Calcular la presión de un gas si 25,0 L a 25 °C y 1,00 atm se comprimen a un volumen de 2,50 L a una presión de 5,0 atm. (10.7)
49. ¿Cuál es la presión de un tanque de gas comprimido de 25,5 L que contiene 32,4 moles de gas nitrógeno a 357 K? (10.7)
50. ¿Qué cantidad de gas nitrógeno, en moles, se encuentra en un tanque de gas comprimido de 79,4 L a una presión de 89,3 atm y a 357 K? (10.7)
51. ¿Cuál es el volumen de un tanque de gas comprimido que contiene 2983 g de gas butano a una presión de 56,4 atm y una temperatura de 22,7 °C? (10.7)
52. ¿Cuál es la presión de un tanque de gas comprimido de 10,8 L que contiene 716 g de gas nitrógeno a una temperatura de 57,1 °C? (10.7)
53. ¿Cuál es la temperatura de un tanque de gas comprimido de 926 L que contiene 64,1 moles de monóxido de carbono a una presión de 38,1 atm? (10.7)
54. ¿Cuál es la presión de 118 g de gas hidrógeno almacenado en una botella de gas comprimido de 63,5 L a 276 K? (10.7)
55. Usando la ley de los gases ideales y la ley de Dalton de las presiones parciales, calcular la presión total de una botella de 1,00 L a 25 °C que contiene 32,0 g de O₂ y 14,0 g de N₂. (10.7 y 10.8)
56. Usando la ley de los gases ideales y la ley de Dalton de las presiones parciales, calcular la presión total de una botella de 5,00 L a 20 °C que contiene 120,0 g de argón y 22,0 g de gas dióxido de carbono. (10.7 y 10.8)
59. ¿Será distinto el color del humo producido en una explosión con balance de oxígeno positivo que con balance de oxígeno negativo? (PC)
60. Un explosivo combustible-aire es más potente cuando hay una cantidad estequiométrica exacta de oxígeno en la detonación. Determinar cuántos gramos de gas oxígeno se necesitarían para combinarse exactamente con 13,2 kg de gas propano. (10.2)
61. Los gases combustibles muestran un intervalo de concentración, desde el límite inferior de explosividad (LEL) hasta el límite superior de explosividad (UEL), dentro del cual la mezcla puede ser explosiva. Usar la teoría cinética molecular de los gases y la ley de Dalton de las presiones parciales para explicar por qué. (PC)
62. Los gases combustibles muestran un intervalo de concentración, desde el límite inferior de explosividad (LEL) hasta el límite superior de explosividad (UEL), dentro del cual la mezcla puede ser explosiva. Usar la teoría cinética molecular de los gases y la ley de Dalton de las presiones parciales para explicar por qué. (PC)
 - (a) Nitroéster
 - (b) Nitroéster
 - (c) Nitroamina
 - (d) Nitroaromáticos
63. Usando la ley de Boyle, explicar por qué una persona que tiene una herida profunda en el pecho lucha por respirar y corre el riesgo de sufrir un colapso pulmonar. (PC)
64. Si la densidad del TNT es 1,65 g/cm³, calcular el volumen de 454 g de explosivo antes y después de la explosión. Suponer que el volumen del C(s) en el producto de la siguiente reacción es despreciable, y suponer condiciones STP. (10.5)

$$2\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6(l) \rightarrow 7\text{CO}(g) + 7\text{C}(s) + 5\text{H}_2\text{O}(g) + 3\text{N}_2(g)$$
65. Durante la síntesis de 2,4,6-trinitrotolueno se forman trazas de los isómeros del dinitrotolueno (DNT). Dibujar y decir el nombre de todos los isómeros del DNT que podrían formarse. (PC)

Problemas de química forense

57. Determinar si el explosivo HMX (C₄H₈N₈O₈) tiene un balance de oxígeno positivo, negativo o neutro. (10.2)
58. Determinar si el explosivo nitroglicerina (C₃H₅N₃O₉) tiene un balance de oxígeno positivo, negativo o neutro. (10.2)

Problemas de casos en estudio

66. En 1876, Cesare Lombroso, un famoso criminólogo, describió en su libro *Criminal Man* un primitivo detector de mentiras llamado "guante volumétrico": "El guante se llena con aire, y la mayor o menor presión ejercida en el aire por las pulsaciones de la sangre en las venas

de la mano actúa en una columna de aire... Esta cámara soporta una palanca que lleva un indicador que se eleva o desciende con el mayor o menor flujo de sangre en la mano". Explicar la base científica (leyes de los gases) de cómo funciona el "guante volumétrico" como detector de mentiras.

67. Después de leer las siguientes citas, comentar los retos científicos y de investigación que pueden producirse si se utilizan "etiquetas" físicas en los explosivos fuertes. (10.9)

Las "etiquetas" en los materiales explosivos vivirán siempre, de modo que estarán en todos los edificios, y en todas las carreteras, y en todos los comestibles y cosas del entorno, y en la agricultura, donde se usan explosivos. No hace

demasiados años, antes de que fueran tan comunes, cuando se investigaba la escena de un delito casi en cualquier sitio era probable encontrar una "etiqueta" procedente de la contaminación. Pero muy raramente va a ser de una bomba.

—Chris Ronway (representante de la industria)

Un cartucho normal de dinamita del programa de "etiquetado" tenía más de dos mil "etiquetas". Así, cuando se vaya a una escena y se investigue, se podrán encontrar "etiquetas" que estaban en el material de construcción. Pero la mayor concentración de "etiquetas" será del cartucho de dinamita.

—Reynold Hoover (Agente de ATF)

CAPÍTULO 11

Estimar el momento de la muerte

CASO EN ESTUDIO:

Pruebas crueles

- 11.1 Introducción a la cinética química
- 11.2 Teoría de la colisión
- 11.3 Cinética y temperatura
- 11.4 Cinética y catálisis
- 11.5 Reacciones de orden cero
- 11.6 Reacciones de primer orden
- 11.7 Vida media
- 11.8 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Pruebas crueles



Entomólogo forense identificando un escarabajo (familia Staphylinidae) encontrado en un cadáver. (Pascal Goetgheluck/Photo Researchers, Inc.)



CASO EN ESTUDIO: Pruebas crueles

Existe un segmento de la sociedad que vive escondido. No son delincuentes habituales, pero han tenido problemas con la ley. Cuando una persona apartada de la sociedad desaparece, él o ella serán afortunados si alguien se toma el tiempo de archivar un informe sobre su desaparición, o si aparece el caso en las noticias locales, estatales o incluso nacionales, como ocurre con la gente de las clases sociales altas o influyentes.

Kari vivía en las sombras, en la isla hawaiana de Oahu. Cuando desapareció, nadie se sorprendió. Para las personas que convivían con ella o la cuidaban no era la primera vez que desaparecía de su entorno. Sin embargo, después de varias semanas su familia informó a la policía de su desaparición. Unos días

después de que el informe fuese archivado, se descubrieron restos de un esqueleto humano en un campo de caña de azúcar.

El examinador médico tuvo muy pocas pruebas en que basarse para identificar el cuerpo, ya que los insectos habían devorado los tejidos blandos. Se consultó a un antropólogo forense militar del *Central Identification Laboratory* (CIL). La misión principal de este laboratorio es identificar los restos del personal militar de Estados Unidos de América recuperados de guerras y conflictos, incluso tan remotos como la Guerra Civil americana. El antropólogo examinó el esqueleto y determinó que la víctima era mujer, caucasiana, de unos 45 a 48 años de edad, con señales de heridas de arma blanca en el torso.

Los investigadores utilizaron esta información y los casos de personas desaparecidas para identificar tentativamente a la víctima como Kari. El odontólogo forense obtuvo los registros dentales de Kari y se hizo una identificación positiva. Los investigadores del asesinato tenían una sospecha, pero para probar su hipótesis necesitaban saber con precisión cuándo había muerto.

Un cuerpo muerto en las islas Hawai puede esqueletizarse completamente en unos 18 días. Kari había desaparecido hacía aproximadamente un mes. Esto dejaba un tiempo de unos 16 días en los cuales podía haber muerto. Para acortar este tiempo, los investigadores acudieron a unos testigos que habían estado con el cuerpo en la escena del crimen durante bastante tiempo: las moscas, los escarabajos y las larvas que habían estado devorando los restos.

El Dr. Lee Goff lleva estudiando insectos varias décadas. Cuando no se encuentra haciendo surf o impartiendo cursos en la Universidad Chaminade, en Honolulu, utiliza sus conocimientos sobre el desarrollo de los insectos y de los factores que lo afectan para proporcionar a los investigadores estimaciones de las fechas de fallecimiento en casos como el de Kari. Para hacer una estimación debe conocer con detalle cómo se desarrollan las diversas especies de insectos, cómo la temperatura (y por tanto el clima) afecta el proceso, y el orden en que las distintas especies son atraídas por el cadáver.

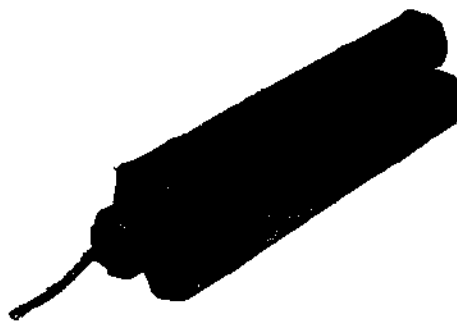
Pero antes de que podamos comprender cómo esta información ayuda a determinar la fecha de la muerte, se deben tener conocimientos acerca de los factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas. . .

11.1 | Introducción a la cinética química

La **cinética química** estudia la velocidad de las reacciones químicas. Un entomólogo forense se ocupa de cuánto dura el crecimiento de los insectos, el cual está regulado por la velocidad de reacciones bioquímicas que tienen lugar durante días o semanas. Otras reacciones, como las explosiones, tienen lugar en microsegundos, mientras que algunas, como las de corrosión, pue-

Objetivo de aprendizaje

Explicar por qué la cinética química es importante para comprender las reacciones químicas.

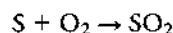


El carbón contiene más energía gramo a gramo que la nitroglicerina, pero la velocidad con que se despiden es significativamente más rápida para la nitroglicerina. (Izquierda: Tim Wright/Corbis; derecha: Ingram Publishing/Alamy.)

den tardar años. Conocer la velocidad de una reacción es muy importante para comprender qué ocurre durante el proceso.

Por ejemplo, las explosiones se caracterizan por el desprendimiento de grandes cantidades de energía y la formación de productos gaseosos. Pero éstos no son los únicos requerimientos para una explosión. La combustión de un trozo de carbón rinde más energía por gramo que la nitroglicerina y produce gases, pero no es una explosión. El otro factor de una explosión es la rapidez con que se produce. El peligro que presenta la nitroglicerina reside en la velocidad de su reacción.

La velocidad de reacción se determina midiendo la disminución de los reactantes o el aumento de los productos durante un periodo de tiempo determinado. Considérese la formación de dióxido de azufre a partir de la combustión de azufre con oxígeno, como se muestra a continuación. Al comienzo de la reacción, el S y el O_2 se combinan y empieza a formarse SO_2 . La velocidad de esta reacción se determina midiendo la rapidez de disminución de S y O_2 , o la rapidez de formación de SO_2 .



$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{Cantidad de } SO_2 \text{ formado}}{\text{Tiempo transcurrido}} = \frac{\text{Cantidad de S reaccionado}}{\text{Tiempo transcurrido}} = \frac{\text{Cantidad de } O_2 \text{ reaccionado}}{\text{Tiempo transcurrido}}$$

Ejemplo resuelto 1

Considérese la oxidación de monóxido de carbono con oxígeno:



¿Disminuye la cantidad de monóxido de carbono a la misma velocidad que disminuye el oxígeno? Considérense en la explicación los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada.

SOLUCIÓN No, las velocidades no son las mismas. Para cada dos moles de CO que reaccionan se requiere un mol de O_2 . Por tanto, en un tiempo dado, reaccionarán el doble de moles de CO que de O_2 .

Práctica 11.1

Compárese la velocidad de formación de dióxido de carbono con la de desaparición de ambos reactantes.

RESPUESTA

El monóxido de carbono desaparecerá a la misma velocidad con que se forma el dióxido de carbono. La velocidad de formación de dióxido de carbono es el doble que la de consumo de oxígeno.

11.2 Teoría de la colisión

La observación de muchas reacciones químicas llevó a los científicos a formularse algunas preguntas interesantes sobre las velocidades de reacción. ¿Por qué dos sólidos que están bien mezclados reaccionan en general muy lentamente, mientras que si se disuelven en agua la reacción transcurre rápidamente? ¿Por qué muchas veces es más rápida la velocidad de reacción al principio y más lenta a medida que transcurre? ¿Por qué la mayoría de las reacciones tienen lugar con mayor rapidez a temperaturas más altas? Para explicar estas observaciones acerca de la cinética química, los científicos utilizan la **teoría de la colisión**, un modelo de cómo transcurren las reacciones químicas moleculares.

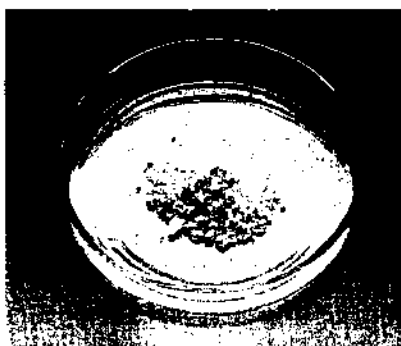
Teoría de la colisión

1. Para que tenga lugar una reacción deben colisionar las moléculas de los reactantes. *Sin embargo, no todas las colisiones conducirán a la formación de productos.*
2. Las colisiones deben tener una energía elevada. *Sin embargo, no todas las colisiones de energía elevada conducirán a la formación de productos.*
3. Las partículas que colisionan deben estar orientadas adecuadamente para que tenga lugar una reacción. *Si la colisión tiene suficiente energía y las partículas colisionantes una orientación correcta, tendrá lugar la reacción.*

El primer punto de la teoría de la colisión (las moléculas de los reactantes deben colisionar para que ocurra una reacción) parece bastante obvio. Cuando en una disolución empieza una reacción, las colisiones entre las moléculas de los reactantes se producen con bastante frecuencia debido a que hay una gran cantidad de reactantes en la disolución. Que haya un gran número de colisiones es uno de los requisitos para que una reacción se produzca rápidamente. Sin embargo, a medida que la reacción progresa, los reactantes

Objetivo de aprendizaje

Explicar qué ocurre a escala molecular durante una reacción.



(a)



(b)

El yoduro de plomo(II), un sólido amarillo brillante, se forma de la reacción entre el yoduro potásico y el nitrato de plomo(II). ¿Por qué tiene lugar la reacción mucho más rápido cuando los reactantes están disueltos, como se muestra en (b), que cuando son sólidos mezclados como en (a)? (Ambas fotografías: Richard Megna/Fundamental Photographs.)

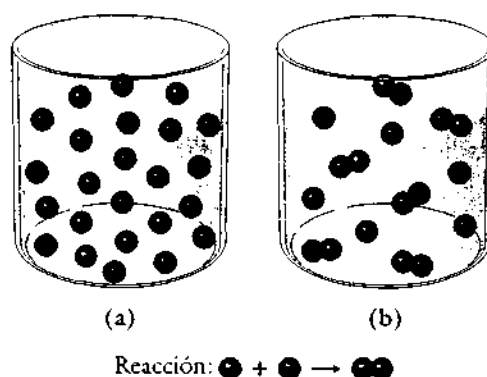


Figura 11.1 Velocidades de reacción según la concentración. La velocidad de reacción es mayor al principio de la reacción, así como el número de colisiones entre las moléculas de reactantes, debido a que hay una concentración elevada de moléculas de reactantes, como se muestra en (a). A medida que la reacción continúa se van consumiendo moléculas de reactantes. Los reactantes restantes tienen menos probabilidad de colisionar porque quedan muy pocas moléculas, como se muestra en (b), de modo que la velocidad de reacción disminuye.

se consumen a la vez que se van formando los productos. Esto disminuye la cantidad de reactante disponible para que haya colisiones, de modo que ocurrirán pocas. A medida que el número de colisiones se reduce, disminuye también la velocidad de la reacción.

Veamos la Figura 11.1, que ilustra cómo la concentración de reactantes influye en la frecuencia de las colisiones a medida que tiene lugar la reacción. Al principio, como se muestra en la Figura 11.1a, los reactantes están presentes a una concentración elevada y se producen muchas colisiones. Con el transcurso de la reacción, la concentración de los reactantes disminuye, como se muestra en la Figura 11.1b. Esta disminución de la concentración hace que la velocidad de reacción sea menor debido a que hay menos colisiones.

Ejemplo resuelto 2

Un experimento requiere mezclar reactantes a una concentración de 0,01 M. ¿Qué ocurrirá a la velocidad de reacción si, por error, se mezclan a 1,0 M? Explicar la respuesta.

SOLUCIÓN De acuerdo con la teoría de la colisión, los reactantes deben colisionar para que se produzca una reacción. Si los reactantes tienen una concentración mayor, habrá más colisiones y empezará con una velocidad de reacción mayor.

Práctica 11.2

¿Es siempre deseable que una reacción tenga lugar tan rápido como sea posible? Explicar la respuesta.

RESPUESTA

No. Existen situaciones en que no es deseable una reacción rápida. Por ejemplo, las explosiones son reacciones que ocurren extremadamente rápido, y no es deseable que todas las reacciones tengan lugar tan deprisa. Otro ejemplo de cuándo no es deseable una velocidad de reacción rápida es la corrosión de los metales en vehículos y edificios.

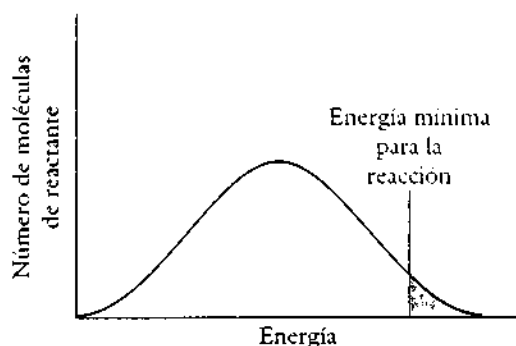


Figura 11.2 Distribución de la energía del reactante. La energía de las moléculas del reactante está distribuida en curva de campana. Sólo aquellas moléculas con energía suficientemente alta pueden experimentar la reacción. La barrera de energía de activación determina la energía mínima necesaria para una reacción, y el área sombreada bajo la curva de campana representa la fracción de moléculas con suficiente energía.

El requerimiento de que debe tener lugar una colisión explica también por qué las reacciones con reactantes sólidos tienden a tener velocidades de reacción muy lentas, mientras que las reacciones en soluciones acuosas son rápidas en comparación. No todas las colisiones de moléculas reactantes conducen a la formación de productos. Sólo las colisiones de alta energía pueden llevar a cabo una reacción. La energía cinética de las moléculas de reactante puede variar drásticamente, como se muestra en la Figura 11.2. La mayoría de las moléculas no tienen la cantidad mínima de energía necesaria para reaccionar. En la Figura 11.2, el área sombreada representa la pequeña fracción de moléculas de reactante que tienen suficiente energía para reaccionar.

¿Por qué se necesita energía para que comience una reacción? Recuerdese que en la Sección 9.4 ya se comentó el concepto de energía de activación para una reacción. La energía de activación es la energía mínima necesaria en una reacción para romper los enlaces en los reactantes. A medida que se forman nuevos enlaces en los productos y la energía se disipa, la energía utilizada para salvar la barrera de la activación procede de las colisiones entre las moléculas de reactante. Se podría esperar que todas las colisiones de alta energía conduzcan a la formación de productos de reacción, pero éste no es el caso. Un factor adicional, la orientación de las moléculas que colisionan, también es crítico.

Considérese la reacción mostrada en la Figura 11.3, la hidrogenación del doble enlace del propeno ($\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$). La energía de la colisión necesita encontrarse en la región de la molécula con el doble enlace, ya que es ahí donde los átomos de hidrógeno van a reaccionar. Si una colisión entre el hidrógeno y el propeno tiene lugar en otra parte de la molécula, la reacción no se producirá aunque haya suficiente energía para suministrar la energía de activación. La Figura 11.3a muestra una colisión que no tiene la orientación adecuada para que se rompan los enlaces necesarios, y la Figura 11.3b muestra que tienen tanto la energía suficiente como la orientación adecuada.

Ejemplo resuelto 3

Considérese la reacción del etileno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) con H_2 . ¿Tendrá una velocidad mayor que la reacción de la Figura 11.3, suponiendo las mismas condiciones de concentración y temperatura?

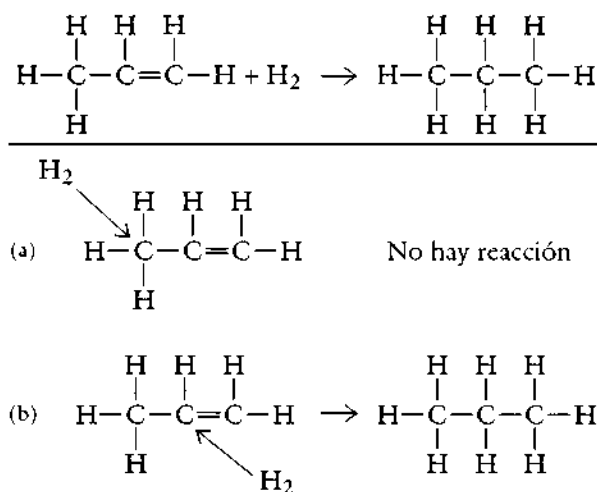


Figura 11.3 Colisiones de reacción. La reacción global de la parte de arriba muestra la adición del hidrógeno al doble enlace del propeno para formar propano. Para que esta reacción ocurra, el hidrógeno gas debe colisionar con suficiente energía para reordenar los enlaces necesarios, y debe hacerlo en la región del propeno que contiene realmente el doble enlace, como se muestra en (b), en vez de en un lugar diferente de la molécula, como en (a).

SOLUCIÓN La reacción del $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ tendrá lugar aproximadamente a la misma velocidad que la reacción de la Figura 11.3, ya que las únicas colisiones útiles serán aquellas en que el hidrógeno incida directamente en el doble enlace. Se puede argumentar que el grupo adicional CH_3 — en el propeno reducirá el número de colisiones útiles, pero la diferencia es mínima.

Práctica 11.3

En la reacción de hidrógeno gas con oxígeno gas para formar agua, ¿la orientación de la colisión será un factor limitante?

RESPUESTA

No, no habrá diferencia en las colisiones del hidrógeno y el oxígeno gaseosos debida a la orientación. Cada colisión colocará juntos los componentes necesarios para la reacción.

11.3 Cinética y temperatura

Objetivo de aprendizaje

Relacionar la temperatura con la velocidad de reacción.

Los insectos son criaturas de sangre fría, y su grado de actividad depende de la temperatura del ambiente que les rodea. No solamente su actividad depende de la temperatura, sino también su velocidad de crecimiento. El crecimiento de los insectos está regido por un conjunto de complejas reacciones bioquímicas que tienen lugar muy lentamente a temperaturas bajas, pero que pueden ser muy rápidas a temperaturas elevadas. La velocidad de crecimiento de los insectos dependiente de la temperatura tiene diversas implicaciones en el estudio de su presencia en la escena de un crimen.

Un entomólogo forense recogerá diversos especímenes de cada especie de insecto encontrada en la escena del crimen para su identificación posterior en el laboratorio. Sin embargo, hay un objetivo en la recogida de insectos en forma de larva: la larva de una especie de insecto es casi idéntica a la larva de

otro. Por tanto, las muestras vivas de las larvas se recogen y se llevan al laboratorio para calentarlas en una cámara de temperatura controlada hasta que son adultas, cuando puede hacerse la identificación exacta de la especie.

Las larvas se recogen y se guardan para determinar cuánto tiempo han estado creciendo en el cuerpo hallado. Es importante recoger y preservar larvas grandes y pequeñas, ya que representan el intervalo de larvas más viejas y más jóvenes. Los entomólogos forenses han estudiado el tiempo que tarda una especie de insecto en alcanzar diversos tamaños y sus etapas de crecimiento en condiciones de temperatura elevada controlada. Por ejemplo, en el laboratorio hacen falta 8 horas a 25 °C para que un huevo de determinada especie se transforme en larva.

Cuando la temperatura aumenta o disminuye, las reacciones químicas que rigen el crecimiento de los insectos aumentan o disminuyen, respectivamente. La cantidad total de calor para alcanzar una etapa de crecimiento específica es la misma tanto si ocurre rápidamente a temperaturas elevadas o lentamente a temperaturas bajas. La cantidad de calor necesaria para que una especie se desarrolle se mide en **horas grados acumulados (HGA; en inglés ADH)**, que simplemente expresan el número de horas que el insecto tarda en desarrollarse multiplicado por la temperatura de cada hora. Por ejemplo, si en pasar de huevo a larva tarda 8 horas a 25 °C, el calor requerido para que un huevo de esta especie particular madure es

$$8 \text{ horas} \times 25 \text{ °C} = 200 \text{ HGA}$$

Para esta especie particular, si la temperatura exterior fuera de 20 °C tardaría 10 horas en alcanzar el total de 200 HGA, y a 30 °C maduraría en 6,7 horas.



Las larvas de numerosas especies diferentes de moscas se parecen mucho. Es necesario que las larvas recogidas en la escena del crimen alcancen la madurez para identificar adecuadamente las especies de insectos presentes en un cadáver. (Perennou Nuridsany/Photo Researchers, Inc.)

Ejemplo resuelto 4

El 12 de noviembre, a la 1.00 p.m., fue descubierto un cadáver y se encontró que tenía larvas de la especie de mosca *Phormia regina*. En un laboratorio se determinó que esta especie requiere 16 horas a 27 °C para desarrollarse desde la etapa de huevo hasta la etapa de larva. Puesto que la temperatura promedio el 12 de noviembre fue 15 °C y el 11 de noviembre 17 °C, ¿cuándo llegó la primera mosca?

SOLUCIÓN El calor requerido por la mosca para pasar de la etapa de huevo a la etapa de larva es

$$16 \text{ horas} \times 27 \text{ °C} = 432 \text{ HGA}$$

El 12 de noviembre, desde medianoche hasta la 1.00 p.m., un periodo de 13 horas, la mosca recibió

$$13 \text{ horas} \times 15 \text{ °C} = 195 \text{ HGA}$$

Esto significa que el 11 de noviembre la mosca recibió $432 \text{ HGA} - 195 \text{ HGA} = 237 \text{ HGA}$. La temperatura promedio en ese día fue 17 °C, lo que significa que la mosca recibió 17 HGA por hora. La mosca estuvo allí el 11 de noviembre durante

$$\frac{237 \text{ HGA}}{17 \text{ HGA por hora}} = 14 \text{ horas}$$

Contando hacia atrás desde medianoche, 14 horas significa que la puesta de los huevos en el cuerpo tuvo lugar a las 10.00 a.m. del 11 de noviembre.

Práctica 10.4

El desarrollo de una larva tiene tres etapas. Para la especie de mosca *Phormia regina*, la primera etapa requiere 18 horas a 27°C para desarrollarse. Si las larvas recogidas de un cuerpo han entrado justo en la segunda etapa, ¿cuánto tiempo estuvieron creciendo si el cuerpo se encontraba en el interior de una casa donde el termostato estaba fijado a 20°C ?

RESPUESTA

46 horas.

¿Qué es lo que ocurre para que la velocidad de reacción se ralentice o aumente cuando cambia la temperatura? Recuérdese que la temperatura es una medida de la energía cinética promedio de las partículas dentro de un sistema. Cuando se añade calor, la energía es absorbida por las partículas y su energía cinética aumenta, como se muestra en la Figura 11.4. Cuando la energía cinética aumenta, las partículas se trasladan una mayor distancia por unidad de tiempo y tiene lugar un mayor número de colisiones por unidad de tiempo. Debido a que hay más colisiones, existen más oportunidades de que reaccionen con éxito.

Además, al aumentar el número de colisiones, el número de moléculas de reactantes que tienen la energía mínima para superar la barrera de la energía de activación también aumenta. La Figura 11.5 muestra la energía de las moléculas de los reactantes a dos temperaturas diferentes. Las áreas sombreadas indican el número de moléculas con suficiente energía para reaccionar.

Una velocidad más rápida en una reacción se debe a ambos efectos: un aumento en el número de moléculas con suficiente energía para reaccionar y un aumento en el número de colisiones. Una regla heurística es que por cada 10°C de aumento de temperatura, la velocidad de reacción se duplica.

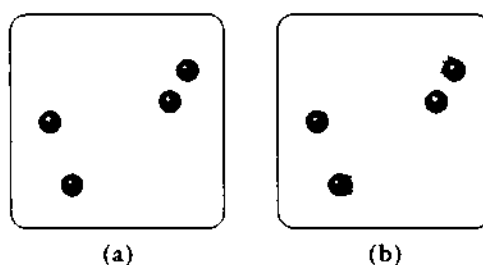


Figura 11.4 Energía cinética y colisiones. Las partículas representadas en (a) tienen una energía cinética más baja que las representadas en (b). Un aumento en la energía cinética de las partículas de los reactantes hace que se muevan una mayor distancia en la misma cantidad de tiempo, resultando en más colisiones y en una velocidad de reacción más rápida.

Ejemplo resuelto 5

Explicar por qué las muestras tomadas por un examinador médico se refrigeran sistemáticamente después de recogerlas.

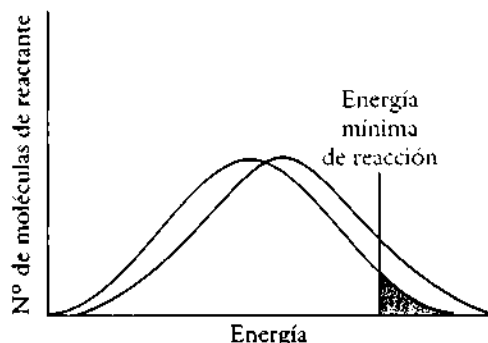


Figura 11.5 Diagrama de energía para dos temperaturas. El aumento de la energía cinética promedio de las moléculas de un reactante aumenta el número total de moléculas que tienen suficiente energía para superar la energía de activación necesaria para la reacción. La velocidad de una reacción aproximadamente se duplica con cada aumento de 10 °C en la temperatura, y al contrario, se reduce a la mitad con cada disminución de 10 °C de la temperatura.

SOLUCIÓN Es importante preservar las pruebas en las mismas condiciones en que fueron recogidas. Refrigerando la muestra, la velocidad de reacción disminuye drásticamente.

Práctica 11.5

Si la temperatura del cuerpo humano es aproximadamente 37 °C y una muestra tomada de un cuerpo se almacena a 7 °C, ¿cuánto cambia la velocidad de reacción?

RESPUESTA

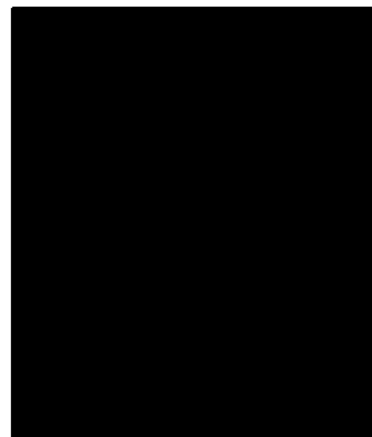
La velocidad de reacción disminuye a 1/8 de la velocidad original.

11.4 | Cinética y catálisis

En general, el entomólogo forense procesa lo que se denomina *escena secundaria del crimen*, es decir, el lugar donde se hayan las pruebas del crimen, tal como un campo remoto donde se ha abandonado un cuerpo para no ser encontrado. Donde el crimen ha ocurrido realmente es la *escena principal del crimen*. Cuando alguien comete un crimen violento, la sangre deja un rastro que es sumamente difícil de borrar. Las trazas de sangre, invisibles a simple vista, permanecen a pesar de los mejores esfuerzos del culpable para limpiar la escena. Los dos ingredientes necesarios para revelar esta prueba son poca luz y una solución de luminol.

El luminol es un compuesto que desprende energía en forma de luz azul verdosa cuando se oxida en una reacción con peróxido de hidrógeno. La emisión de luz en una reacción química se denomina **quimioluminiscencia**. Durante la oxidación del luminol se producen moléculas energéticamente excitadas. El exceso de energía en las moléculas se desprende como un fotón en la región visible del espectro electromagnético.

Cuando se combinan el luminol y el peróxido de hidrógeno, la velocidad de reacción es extremadamente lenta. Afortunadamente para los investigadores de escenas de crimen, la velocidad de reacción de oxidación del luminol aumenta con la presencia de hierro, que se encuentra en las moléculas de hemoglobina de la sangre.



El luminol ilumina las trazas de sangre dejadas al cometer un crimen incluso después de que se haya intentado limpiar las pruebas. (Cortesía de Michael E. Stapleton/Stapleton Associates, LLC.)



Objetivo de aprendizaje

Describir cómo un catalizador aumenta la velocidad de una reacción química.

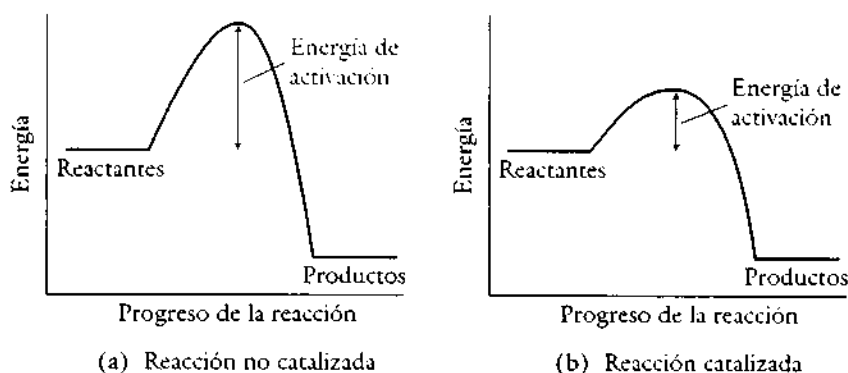


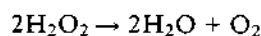
Figura 11.6 Variación de la energía de activación con el catalizador.

(a) Todas las reacciones deben superar la barrera de la energía de activación. La energía necesaria proviene de las colisiones de las moléculas de los reactantes.
 (b) Un catalizador aumenta la velocidad de una reacción al proporcionar una trayectoria alternativa, que necesita una energía de activación menor. Un número mayor de moléculas tendrán suficiente energía para reaccionar en el sistema catalizado.

Las sustancias que aumentan la velocidad de una reacción química, pero que no se consumen como parte de la reacción, se denominan **catalizadores**. El hierro de la hemoglobina cataliza la reacción de oxidación del luminol y revela dónde hay sangre, aunque no se vean las manchas.

Para un mejor conocimiento de cómo actúa un catalizador comentaremos la energía de activación de una reacción, como se muestra en la Figura 11.6. El catalizador disminuye la energía de activación necesaria si se compara con la reacción no catalizada, proporcionando una vía alternativa a los reactantes para rendir los productos. La velocidad de reacción aumenta puesto que más reactantes tienen la energía suficiente en sus colisiones para superar la menor barrera de energía de activación.

¿Cómo proporciona exactamente un catalizador una vía alternativa? Existen dos clases diferentes de catalizadores, cada uno con sus propiedades y características. Considérese la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno a oxígeno gas y agua:



Como la velocidad de la reacción es extremadamente baja, el H_2O_2 puede almacenarse fácilmente sin descomposición aparente. Sin embargo, cuando se aplica peróxido de hidrógeno en una herida, la velocidad de reacción aumenta enormemente. Pueden verse burbujas de oxígeno gas debido a que la sangre de la herida actúa de catalizador.

Cuando el catalizador está en el mismo estado físico que el reactante, se denomina **catalizador homogéneo**. En el caso del peróxido de hidrógeno, un catalizador homogéneo sería otro compuesto acuoso. La Figura 11.7 muestra la descomposición del peróxido de hidrógeno por el ion yoduro en solución acuosa, lo que hace del ion yoduro un catalizador homogéneo. En la primera etapa de la reacción catalizada, el peróxido de hidrógeno reacciona con el ion yoduro para formar ion hipoyodoso (IO^-) y agua. En la segunda etapa, el ion hipoyodoso reacciona con otra molécula de peróxido de hidrógeno para producir oxígeno gas y agua. El ion hipoyodoso es un **producto intermedio de reacción**, un compuesto formado en la primera etapa de una

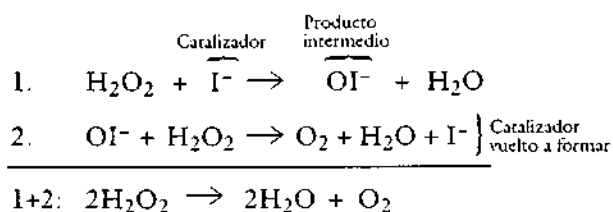


Figura 11.7 Descomposición del peróxido de hidrógeno con ion yoduro como catalizador. El peróxido de hidrógeno reacciona con el yoduro para formar el ion hipoyodoso, un producto intermedio de la reacción. El ion hipoyodoso reacciona con otra molécula de peróxido de hidrógeno para formar los reactantes finales. Se forman burbujas en la disolución debido a que en la reacción se produce oxígeno gas. (Richard Megna/Fundamental Photographs)

reacción pero que se consume inmediatamente en la siguiente etapa, de modo que no aparece en la reacción global.

Obsérvese que la primera etapa del mecanismo de catálisis es la reacción del ion yoduro con el peróxido de hidrógeno. Es un error frecuente considerar que el catalizador no se transforma en las reacciones químicas. El ion yoduro se regenera en la segunda etapa del proceso, de modo que parece no haber reaccionado porque no se ha consumido ni se ha producido.

Un **catalizador heterogéneo** es típicamente una sustancia sólida que proporciona una superficie a la cual se adhieren los reactantes líquidos o gaseosos. La interacción del reactante y el catalizador debilita los enlaces, manteniendo los reactantes juntos y disminuyendo así la energía de activación, lo que a su vez aumenta la velocidad de reacción. En la Figura 11.8 se mues-



(a)



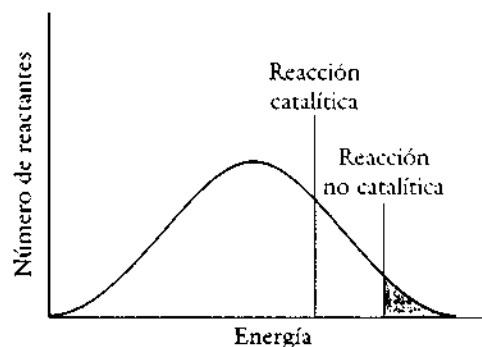
(b)

Figura 11.8 El peróxido de hidrógeno reacciona con el óxido de manganeso(IV), granulado (a) y en polvo (b). La reacción tiene lugar más rápidamente cuando hay una mayor superficie de contacto entre el peróxido de hidrógeno y el catalizador, como en (b). (Ambas fotos: Richard Megna/Fundamental Photographs.)

tra la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno con óxido de manganeso(IV) sólido. Un factor limitante para la catálisis heterogénea puede ser la accesibilidad de los reactantes a la superficie del catalizador. La Figura 11.8 muestra dos reacciones idénticas utilizando la misma cantidad de peróxido de hidrógeno y la misma masa de catalizador MnO_2 . La única diferencia es que en la Figura 11.8a el MnO_2 está granulado y en la Figura 11.8b en polvo.

Ejemplo resuelto 6

Dibujar el diagrama de energía de una reacción catalítica y de una reacción no catalítica.



SOLUCIÓN Un catalizador disminuye la barrera de la energía de activación, que es la cantidad mínima de energía requerida durante una colisión. Entonces, un mayor número de moléculas de reactante poseen suficiente energía para reaccionar durante las colisiones.

Práctica 11.6

En la Figura 11.8, la velocidad de descomposición del peróxido de hidrógeno con MnO_2 es mucho más rápida cuando este último se encuentra en polvo que cuando está granulado. Utilizando la teoría de la colisión, explicar por qué.

RESPUESTA

El catalizador heterogéneo disminuye la barrera de energía de activación, lo que permite que se produzcan más colisiones. El MnO_2 en polvo proporciona más superficie para que se adhieran los reactantes, y por tanto más lugares de colisión y finalmente más colisiones.

El uso de catalizadores heterogéneos y homogéneos es habitual en la industria, cada uno con sus ventajas y desventajas. Por ejemplo, los catalizadores homogéneos se mezclarán completamente con la disolución de reactantes, lo que es deseable. Sin embargo, la recuperación del catalizador implica separar los componentes de una mezcla utilizando cromatografía o destilación. El catalizador heterogéneo tiene la ventaja de que sólo hay que filtrarlo de la disolución después de su uso, pero la mezcla del catalizador con los reactantes no es tan eficiente.

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo las enzimas catalizan reacciones.

11.5 Reacciones de orden cero

La policía tiene orden de parar y examinar a cualquier conductor sospechoso de infringir las leyes de tráfico por haber ingerido bebidas alcohólicas. Las per-



(Bill Fritsch/Brand X Pictures/Alamy)

sonas que dan positivo en una prueba de alcoholemia son llevadas a un hospital o a un laboratorio para que se les determine la concentración de alcohol en sangre (CAS; en inglés BAC) con mayor precisión. El análisis del alcohol en sangre puede hacerse horas después de que una persona haya sido detenida, y a pesar de ello puede determinarse un valor preciso para la CAS correspondiente al momento del arresto. El método para este análisis reside en el conocimiento de la velocidad de oxidación del etanol a dióxido de carbono en el cuerpo.

Según la teoría de la colisión, si la concentración de un reactante aumenta debería aumentar también la velocidad de la reacción química. Sin embargo, existe una clase de reacciones químicas en que las velocidades no aumentan aunque aumente la concentración de reactantes. Estas reacciones particulares se conocen como **reacciones de orden cero** (la concentración de reactantes no influye en la velocidad de reacción). La oxidación del etanol en el cuerpo humano es un ejemplo de reacción de orden cero. La velocidad de eliminación del alcohol no disminuye a medida que la concentración de alcohol baja, y tampoco aumenta si se consume más alcohol. La única manera de eliminar el alcohol del cuerpo es esperar que pase suficiente tiempo para que finalicen los procesos metabólicos de eliminación.

La Figura 11.9 muestra un gráfico típico de las concentraciones de alcohol en sangre después de que una persona haya consumido bebidas alcohólicas. Una vez que el alcohol se ha absorbido completamente, se elimina del cuerpo a una velocidad constante. En promedio, una persona elimina 15 mg de alcohol/dL de sangre por hora.

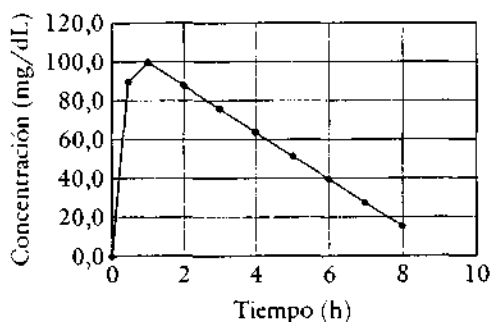


Figura 11.9 Gráfico de la concentración de alcohol en sangre respecto al tiempo. Después del consumo de una bebida alcohólica, la concentración resultante de etanol en sangre aumenta enormemente a medida que éste se absorbe a través del estómago. A continuación disminuye a una velocidad constante de 15 mg/dL, siguiendo un declive lineal.

En la Sección 7.8 se habló de la práctica alemana de utilizar el análisis de un derivado del alcohol para tratar de evitar la conducción en estado de embriaguez. El cuerpo humano oxida el etanol a una velocidad constante hasta que ha reaccionado por completo. Los derivados del alcohol se van generando en el cuerpo humano hasta que la concentración de alcohol disminuye lo suficiente como para que los derivados empiecen a su vez a oxidarse. Averiguando la concentración de los derivados en la sangre de una persona y comparando el resultado con la cantidad que contienen las bebidas alcohólicas, puede determinarse cuánto alcohol se ha consumido y en qué momento, utilizando cálculos basados en la cinética de oxidación del etanol.

Como se ha dicho anteriormente, no es usual que una velocidad de reacción sea independiente de la concentración, como es el caso de las reacciones de orden cero. Este comportamiento inusual puede explicarse observando con detalle cómo se oxida el alcohol.

Una enzima denominada *deshidrogenasa alcohólica* (DHA; en inglés ADH) cataliza la oxidación del etanol en el cuerpo humano. Las **enzimas** son moléculas grandes que aceleran o permiten una reacción química específica en un organismo vivo. En el caso de la DHA, el consumo de una única bebida alcohólica supera la capacidad de la enzima para oxidar el etanol. La cantidad en exceso de alcohol no puede conectar con la cantidad limitada de DHA existente en el cuerpo humano. Por tanto, la única manera de que el cuerpo elimine el alcohol es dejar de beber y esperar que la DHA oxide el etanol. La cantidad de enzima actúa como el cuello de un embudo que limita cuánto líquido puede pasar por él. Si se añade más líquido, se acumula en el depósito del embudo esperando poder pasar. Las reacciones catalizadas por enzimas son la forma más común de reacciones de orden cero.

11.6 Reacciones de primer orden

Objetivo de aprendizaje

Explicar por qué la teoría de la colisión se aplica a las reacciones de primer orden.

La teoría de la colisión predice que el aumento de la concentración de reactante producirá un aumento en la velocidad de reacción, y en efecto así ocurre la mayoría de las veces. De una reacción se dice que es una **reacción de primer orden** cuando la velocidad de reacción sigue los cambios de la concentración de reactante. Si la concentración de reactante se dobla, lo mismo hace la velocidad de reacción; si la concentración de reactante se reduce a la mitad, la velocidad de reacción también se reduce a la mitad.

Considérese la eliminación de la cocaína del cuerpo humano, como se muestra en la Figura 11.10. La concentración de cocaína disminuye mucho

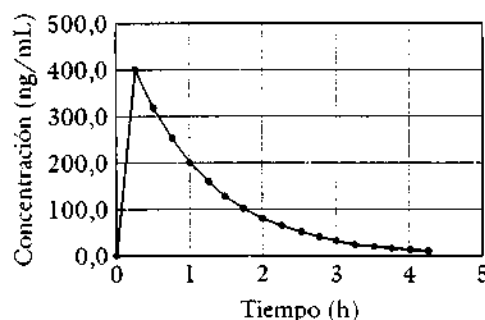


Figura 11.10 Gráfico de la concentración de cocaína en sangre respecto al tiempo. La concentración de cocaína en sangre muestra un aumento enorme después de su uso. La velocidad con que la cocaína se elimina del cuerpo es mayor al principio de la reacción y disminuye a medida que ésta progresa.

más rápidamente al principio de la reacción, como evidencia el gran descenso de los valores de concentración en la primera hora comparados con los descensos posteriores. La mayoría de las drogas más corrientes, tanto legales como ilegales, siguen para su eliminación velocidades de reacción de primer orden.

Ejemplo resuelto 7

¿Cuánto disminuye la concentración de cocaína durante la primera hora tras su uso, de acuerdo con la Figura 11.10?

SOLUCIÓN El pico de la concentración de cocaína corresponde a 400 ng/mL y luego disminuye aproximadamente a 200 ng/mL durante la primera hora, con una disminución total, pues, de 200 mg/mL.

Práctica 11.7

¿Cuánto disminuye la concentración de cocaína entre la primera y la segunda horas tras su uso, de acuerdo con la Figura 11.10?

RESPUESTA

110 ng/mL

En cualquier muerte sospechosa se solicita una investigación toxicológica. Los detectives buscan en casa de la víctima indicios de que hubiera tomado medicamentos de prescripción. Esta información a menudo puede proporcionar posibles líneas de investigación. Por ejemplo, la persona puede haber ingerido accidentalmente una sobredosis, puede haber tenido una reacción fatal a la combinación de drogas ilegales o alcohol con las medicinas recetadas, o puede haber interrumpido la toma de su medicación.

Los detectives tratan de determinar qué concentración de un fármaco debería encontrarse en la sangre de una persona si hubiera estado tomando las dosis prescritas. La mayoría de las drogas y de los medicamentos se metabolizan parcialmente por el cuerpo y se excretan también por la orina. Además, cada vez que se toma una nueva dosis aumenta la concentración del compuesto farmacéutico en el cuerpo. Como puede apreciarse en la Figura 11.10, la mayoría de los fármacos sigue una reacción de primer orden en su eliminación del cuerpo humano. Pero para determinar las concentraciones terapéuticas que deberían encontrarse en una muestra de sangre se necesita más información: la dosis y el intervalo de administración.



(Michael Keller/Corbis)

11.7 Vida media

Se toma una muestra de sangre de una víctima de asesinato y se analiza tanto para drogas de prescripción como ilegales. Los resultados dan positivo para ácido acetilsalicílico a una concentración en sangre que correspondería a una cantidad total en el cuerpo de 8 mg. Si el bote encontrado en casa de la víctima contenía tabletas de 500 mg, ¿cuánto tiempo ha transcurrido desde que la persona ingirió el ácido acetilsalicílico, suponiendo que sólo tomó una tableta?

Se puede calcular el tiempo aproximado utilizando la vida media del ácido acetilsalicílico. La **vida media** ($t_{1/2}$) es la cantidad de tiempo necesario para que reaccione la mitad de una sustancia. En los productos farmacéuticos, la vida media es el tiempo necesario para eliminar del cuerpo la mitad del fármaco ingerido. La eliminación es el resultado de su metabolismo a otros compuestos o de su eliminación física con los residuos corporales. Puesto que la

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo se corresponde la vida media de una droga con la dosis.

vida media del ácido acetilsalicílico es de aproximadamente tres horas, se puede escribir el siguiente perfil de concentración para el caso planteado:

$$500 \xrightarrow{3\text{ h}} 250 \xrightarrow{3\text{ h}} 125 \xrightarrow{3\text{ h}} 62,5 \xrightarrow{3\text{ h}} 31,25 \xrightarrow{3\text{ h}} 15,63 \xrightarrow{3\text{ h}} 7,81$$

Por tanto, la tableta de 500 mg ha experimentado seis vidas medias: $6 \times 3 \text{ horas} = 18 \text{ horas}$.

Ejemplo resuelto 8

Determinar el tiempo necesario para que el 97% del ácido acetilsalicílico sea eliminado del cuerpo de una persona, considerando que ha tomado una dosis única de 800 mg y que la vida media del ácido acetilsalicílico es de 3 horas.

SOLUCIÓN Puesto que se ha eliminado el 97% del ácido acetilsalicílico:

$$0,97 \times 800 \text{ mg} = 776 \text{ mg eliminados}$$

Esto corresponde a 24 mg restantes en el cuerpo de la persona. Empezando con 800 mg para calcular el número de vidas medias,

$$800 \text{ mg} \rightarrow 400 \text{ mg} \rightarrow 200 \text{ mg} \rightarrow 100 \text{ mg} \rightarrow 50 \text{ mg} \rightarrow 25 \text{ mg}$$

Lo que significa que deberían transcurrir aproximadamente cinco vidas medias para eliminar el 97% del ácido acetilsalicílico, lo que corresponde a $5 \times 3 \text{ horas} = 15 \text{ horas}$.

Práctica 11.8

Determinar la vida media (en horas) del analgésico ibuprofeno, considerando que una persona toma una dosis de 600 mg a las 10.00 a.m. y que a las 4.00 p.m. sólo quedan 75 mg.

RESPUESTA

$$t_{1/2} = 2 \text{ horas.}$$

Las vidas medias de los compuestos farmacéuticos también son importantes para determinar si una persona ha estado tomando regularmente sus medicinas recetadas, lo cual puede ser de interés en una investigación. Muchos medicamentos se prescriben de modo que el intervalo entre dosis corresponde a la vida media del fármaco en cuestión. Este intervalo de dosificación conduce a un *estado estacionario* en la concentración del fármaco, que es igual al doble de la dosis, como se ilustra en la Figura 11.11.

Cuando una persona empieza a tomar una medicación prescrita, la concentración máxima en el cuerpo normalmente no se alcanza hasta transcurridos dos o tres días, dependiendo del intervalo entre dosis. Cuando se toma la segunda dosis, sólo la mitad de la primera permanece en el cuerpo. Este proceso continúa a medida que se toma cada dosis, y la concentración en el cuerpo aumenta gradualmente. A partir de la séptima dosis la concentración en el cuerpo es ya el 99% del valor máximo final que se alcanzará. Es importante constatar que a medida que la concentración del fármaco aumenta con cada dosis, al mismo tiempo se está metabolizando y excretando. Al final se alcanza un estado estacionario en el cual la concentración permanece bastante constante. Los valores de la Figura 11.11 son valores máximos.

| Número de dosis: | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 |
|------------------|-----|------------|-------------------|-------------------------|-------------------------------|---------------------------------------|--|---|--|
| | 400 | 200
400 | 100
200
400 | 50
100
200
400 | 25
50
100
200
400 | 12,5
25
50
100
200
400 | 6,3
12,5
25
50
100
200
400 | 3,1
6,3
12,5
25
50
100
200
400 | 1,6
3,1
6,3
12,5
25
50
100
200
400 |
| Total | 400 | 600 | 700 | 750 | 775 | 788 | 794 | 797 | 799 |

Figura 11.11 Dosificación farmacéutica y estado estacionario. Esta tabla muestra la dosis total después de administrar una dosis de 400 mg en intervalos iguales a la vida media de un fármaco dentro del cuerpo humano. Después de una vida media, la dosis total es de 400 mg más lo que queda de la dosis anterior, y así sucesivamente. La fila correspondiente a la dosis total muestra que la concentración total de un fármaco tomado regularmente alcanza un valor de estado casi estacionario después de haber tomado siete dosis.



11.8 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Pruebas crueles

En los restos de Kari, el Dr. Goff identificó una mosca de la especie *Piophilidae*, comúnmente conocida como la mosca del queso. En Hawái, en circunstancias normales, esta mosca llega típicamente a un cuerpo en descomposición 15 días después del fallecimiento, y las larvas procedentes de los huevos depositados en los restos maduran y se marchan en 21 días, es decir, 36 días después del fallecimiento. Por tanto, Kari no pudo haber muerto antes de 36 días desde su descubrimiento. El segundo insecto identificado por el Dr. Goff fue un tipo de escarabajo denominado *Philonthus longicornis*, que típicamente llega al cadáver 25 días después de la muerte y permanece hasta el día 53. Esta información limita el momento de la muerte a un intervalo de 25 a 36 días, que todavía es demasiado grande para los investigadores.

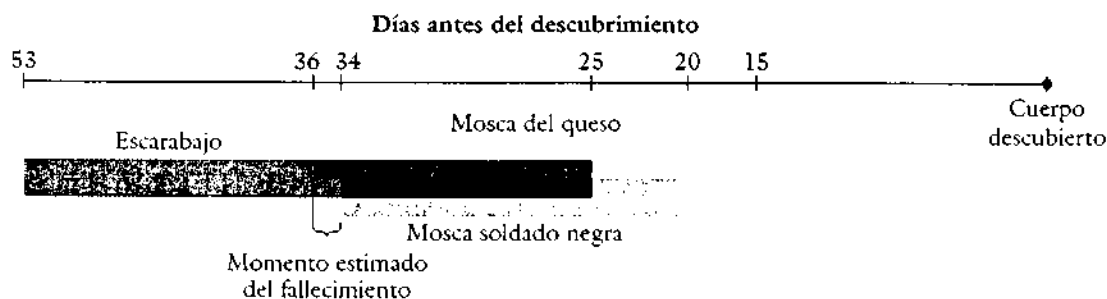
Afortunadamente se encontró una tercera especie, *Hermetia illucens*, conocida también como la mosca soldado negra. La mosca soldado negra llegó sobre el día 20 y, basándose en el tamaño de la mayoría de las larvas maduras presentes, habían estado creciendo durante 14 días. Esta información excluye los días 25 a 33 para el momento de la muerte. El Dr. Goff pudo decir a los detectives que Kari había muerto entre los días 34 y 36 anteriores al descubrimiento de sus restos.

Los detectives estuvieron interrogando acerca de la desaparición de Kari a un sospechoso llamado Cory, debido a que se le había visto con ella en los tiempos de su desaparición. Cory declaró a la policía que hacía 32 días había acompañado a Kari a su casa una tarde, después de estar en varios bares, y que no había vuelto a verla desde que la dejó en su casa. Según la estimación del Dr. Goff, en aquel momento Kari probablemente ya llevaba muerta dos a cuatro días.

Basándose en la discrepancia entre la declaración de Cory y la estimación del Dr. Goff, los detectives obtuvieron una orden de registro de la casa de Cory. Una vez en su interior, inmediatamente sospecharon. La casa de este hombre soltero, de mediana edad, había sido limpiada escrupulosamente y no había nada fuera de su sitio. La casa parecía demasiado limpia para su uso normal.



Larva y adulto de la especie *Piophilidae casei*, comúnmente conocida como mosca del queso. (Foto de arriba: The Cleveland Museum of Natural History. Foto de abajo: Tom Myers/Micropics.)



La presencia de la mosca del queso era una prueba de que el cuerpo había estado en el lugar del descubrimiento entre 15 y 36 días. El escarabajo no aparece hasta el día 25 y permanece hasta el 53. Esto limita el momento estimado de la muerte entre los días 25 y 36 antes del descubrimiento (región marrón). La mosca soldado negra no llega a un cuerpo hasta el día 20, y en ese momento deposita sus huevos. El Dr. Goff calculó, basándose en la velocidad de crecimiento de dicha mosca según la temperatura, que las larvas más viejas tenían 14 días. Estos datos indican que el cuerpo fue depositado en el campo de caña al menos 34 días antes de su descubrimiento, pero no más de 36 días.

Los detectives creyeron que había fregado el lugar para eliminar todo rastro de pruebas del crimen.

Los investigadores de la escena del crimen abrieron su maletín y rociaron la casa con luminol, el compuesto orgánico mencionado anteriormente en este capítulo como herramienta para detectar sangre. La reacción del luminol con el peróxido de hidrógeno produce quimioluminiscencia, proceso por el cual la reacción genera un compuesto que "brilla" al emitir la energía en exceso en forma de fotones de luz visible. Sin embargo, la cinética de la reacción es muy lenta, a menos que el hierro presente en la hemoglobina actúe como catalizador de la reacción.

Cuando la casa de Cory fue rociada con luminol, se encontró una silueta de un cuerpo azul brillante en el suelo del salón. Los investigadores pudieron seguir también un rastro azulado hasta la puerta, y el maletero del coche de Cory brillaba fuertemente con trazas de sangre. Cory fue arrestado y enviado a la cárcel.

Durante el juicio, la defensa cuestionó la validez de las pruebas entomológicas debido a que fue la justificación para la garantía de la investigación. Cuando fallaron en el intento, presentaron una teoría contraria para la presencia de sangre en casa de Cory. Debido a que se necesitaba un análisis de DNA y no había sangre suficiente para llevar a cabo la prueba estándar en sangre, ésta no podría identificarse positivamente como perteneciente a Kari. Por tanto, los abogados de Cory presentaron la defensa del loro. Cory tenía un loro al que había que cortar las uñas. Mientras se las cortaba, Cory cortó demasiado profundamente. El loro, lesionado e histérico, voló por el salón salpicando sangre por doquier. Cory atrapó finalmente a su loro e intentó llevarlo al veterinario, y como no podía conducir mientras sujetaba a su desesperado loro, la solución fue meterlo en el maletero del coche...

Cory está cumpliendo una sentencia de cadena perpetua por el asesinato de Kari.



(Comstock Images/Alamy)

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- La cinética es el estudio de la velocidad con que tiene lugar una reacción química. Las velocidades de reacción pueden variar desde microsegundos hasta años. Las variables que afectan la velocidad de una reacción

química son la temperatura, la concentración de los reactantes, su estado físico, y la presencia o ausencia de catalizadores.

- La teoría de la colisión describe las condiciones necesarias para que dos moléculas reaccionen y formen nuevos productos. Los tres principios fundamentales de la teoría de la colisión son: (1) las moléculas deben colisionar para que puedan reaccionar; (2) deben colisionar con suficiente energía para superar la barrera de la energía de activación; y (3) las moléculas que colisionan deben tener la orientación adecuada para que los enlaces reactivos se rompan y se formen nuevos enlaces químicos en los productos.
- La temperatura de un sistema afecta directamente a la energía cinética de los reactantes, aumentando la frecuencia y la energía de las colisiones.
- Un catalizador aumenta la velocidad de una reacción química proporcionando un mecanismo de reacción alternativo que tiene una energía de activación inferior. Los catalizadores pueden ser homogéneos con la disolución reactiva o un material sólido heterogéneo. Las enzimas son grandes moléculas de proteínas que actúan como catalizadores bioquímicos para acelerar una reacción específica en un sistema vivo.
- La velocidad de una reacción de orden cero es independiente de la concentración. Las reacciones catalizadas por enzimas suelen ser reacciones de orden cero. Las reacciones de primer orden tienen velocidades de reacción que varían con las concentraciones de reactante. La velocidad es doble cuando la concentración de un reactante se dobla, y se reduce a la mitad si la concentración es la mitad. En la eliminación por el cuerpo humano de la mayoría de los productos farmacéuticos, las reacciones son de primer orden.
- El tiempo requerido para eliminar la mitad de una droga o de un fármaco en el cuerpo humano se denomina vida media. Los cálculos de la vida media se utilizan normalmente para determinar el intervalo de dosificación apropiado para que los fármacos mantengan una concentración terapéutica en el cuerpo humano.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|--|-------------------------------|--|----------------------------------|
| Cinética química, p. 335 | Quimioluminiscencia, p. 343 | Producto intermedio de la reacción, p. 344 | Enzima, p. 348 |
| Teoría de la colisión, p. 337 | Catalizador, p. 344 | Catalizador heterogéneo, p. 345 | Reacción de primer orden, p. 348 |
| Horas grados acumulados (HGA; en inglés ADH), p. 341 | Catalizador homogéneo, p. 344 | Reacción de orden cero, p. 347 | Vida media, p. 349 |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

Lecturas, recursos y referencias adicionales

- | | |
|--|---|
| Goff, M. Lee. <i>A Fly for the Prosecution: How Insect Evidence Helps Solve Crimes</i> , Cambridge: Harvard University Press, 2001. | <i>Journal of Biopharmaceutical Drug Dispositions</i> , 4(1):9-18, 1983. |
| Javadi, J.I., Musa, M.N., Fischman, M., Schuster, C.R., Davis, J.M. "Kinetics of Cocaine in Humans After Intravenous and Intranasal Administration". | Siegel, J.A., Saukko, P.J., Knupfer, G.C., eds. <i>Encyclopedia of Forensic Sciences</i> , San Diego: Academic Press, 2000. |

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. Comentar por qué es importante comprender las velocidades de las reacciones químicas. (11.1)
2. ¿Qué factores pueden influir en la velocidad de una reacción química? (11.2-4)
3. ¿Cuáles son los tres principios de la teoría de la colisión? ¿Cuáles son las restricciones de cada principio? (11.2)
4. ¿Por qué muchas reacciones en fase gaseosa tienen lugar con una cinética rápida, mientras que las reacciones en estado sólido tienen lugar lentamente? (11.2)
5. ¿Por qué la concentración inicial de los reactantes afecta a la mayoría de las velocidades de reacción? (11.2).
6. ¿Por qué las velocidades de la mayoría de las reacciones químicas disminuyen con el tiempo? (11.2)

7. Si se recoge ropa ensangrentada de la escena de un crimen, una de las primeras cosas a hacer antes de guardar la prueba es secar las prendas. ¿Por qué? (11.2)
 8. ¿Por qué los reactantes requieren colisiones de energía elevada para formar productos? (11.2)
 9. Aumentar la temperatura de un sistema de reacción, ¿varía la cantidad de energía necesaria para que los reactantes superen la barrera de la energía de activación? (11.3)
 10. Cuando la temperatura de un sistema aumenta, ¿qué dos factores varían de modo que se produzca un aumento de la velocidad de reacción? (11.3)
 11. ¿Cuál es el único método de aumentar la velocidad de reacción que funciona disminuyendo la energía de activación? (11.4)
 12. Explicar las similitudes y las diferencias entre catálisis homogénea y heterogénea. (11.4)
 13. Explicar por qué el área superficial de un catalizador heterogéneo puede afectar la velocidad de una reacción química. (11.4)
 14. Dibujar el diagrama de la energía de activación para una reacción con y sin catalizador. (11.4)
 15. Dibujar un diagrama de distribución de la energía para una reacción indicando la fracción de moléculas de reactante que tienen energía suficiente para reaccionar. ¿Es el número de moléculas con suficiente energía el mismo que el número de moléculas de reactante que *reaccionarán*? Explicar la respuesta. (11.2)
 16. El monóxido de carbono es el gas inflamable causante en parte del fogonazo que se ve al disparar un arma de fuego. Es también uno de los gases que pueden hacer que se produzca una explosión cuando se dispara en habitaciones poco ventiladas. Los automóviles producen monóxido de carbono como resultado del balance negativo de oxígeno de la explosión combustible-aire que acciona los motores. ¿Por qué igniciona el monóxido de carbono generado por el disparo de un arma o por la explosión indicada, mientras que no se produce ignición en el silenciador de un coche? (PC)
 17. El monóxido de carbono producido en los motores de los automóviles se enfría a medida que circula por el sistema de evacuación, y antes de salir del vehículo pasa a través del convertidor catalítico para transformarse en dióxido de carbono. ¿Es el convertidor catalítico un ejemplo de catalizador homogéneo o heterogéneo? (11.4)
 18. ¿Qué regla heurística relaciona la variación de la temperatura con la cinética de una reacción? ¿Cómo está relacionada dicha regla con el hecho de colocar los alimentos en la nevera para evitar que se estropeen? (11.3)
 19. Explicar cómo la concentración de alcohol en sangre, cuando se determina horas después de su ingestión, puede extrapolarse al momento en que un conductor borracho sospechoso ha sido detenido por la policía. (11.5)
 20. ¿Varía la velocidad de una reacción de orden cero catalizada enzimáticamente en función del tiempo? Explicar la respuesta. (11.5)
 21. ¿Qué ocurriría a la velocidad de una reacción catalizada enzimáticamente si se doblara la concentración de enzima? Explicar la respuesta. (11.4)
 22. ¿Varía la velocidad de una reacción de primer orden en función del tiempo? (11.6)
- ### Problemas de química forense
23. Explicar qué información detectivesca puede obtenerse al determinar las concentraciones séricas de drogas legales e ilegales y al combinar esta información con el valor de la vida media de dichas drogas. (11.7)
 24. ¿Cuánto ácido acetilsalicílico quedará después de 12 horas si una persona toma una dosis única de 400 mg? (11.7)
 25. ¿Cuál es la vida media de un fármaco si después de 20 horas un paciente tiene un remanente de 0,469 mg de una dosis de 30 mg? (11.7)
 26. Cuando los entomólogos forenses llegan a la escena de un crimen, buscan la estación meteorológica más próxima. ¿Cómo puede afectar el emplazamiento de la estación meteorológica a la determinación del momento de la muerte? (11.3)
 27. La víctima de un accidente vehículo-peatón manifiesta que iba andando por la calzada porque no vio ningunos faros. El conductor del coche insiste en que los faros estaban encendidos en el momento del accidente. ¿Cómo un faro roto puede probar de manera concluyente si estaba o no encendido? (*Información:* la temperatura del filamento es de aproximadamente 3000 K y la bombilla está llena de gases inertes, tales como el xenón, para evitar la oxidación del filamento.) (PC)

28. La producción de nitroglicerina es una reacción exotérmica. Explicar por qué el escalado en la producción de nitroglicerina puede conducir a una situación especialmente peligrosa. (PC)

Problemas de casos en estudio

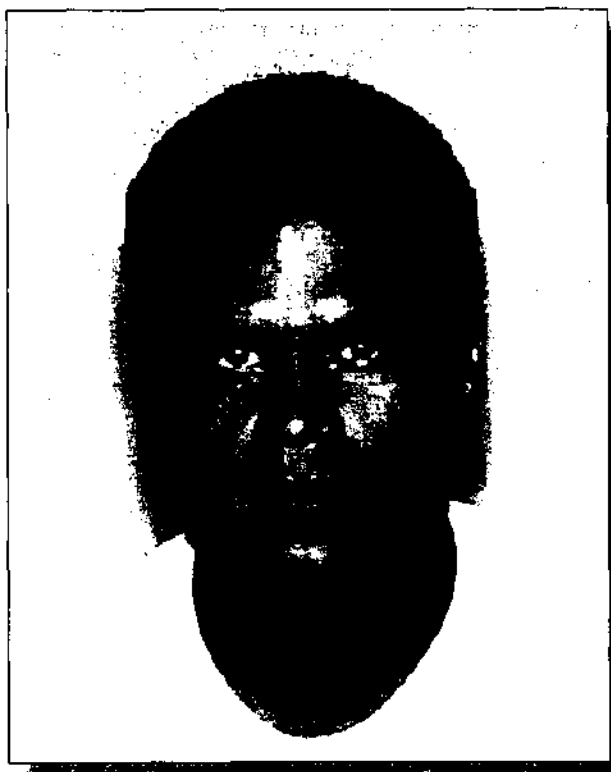
29. El 25 de febrero se declaró desaparecido un individuo de su casa en el norte de California. La policía local, los investigadores del FBI y los miembros de la comunidad no pudieron localizarle. El 21 de marzo, al investigar un vecino un olor nauseabundo, localizó los restos en el interior de un horno de cerámica abandonado. El entomólogo forense recibió gusanos recogidos de la escena del crimen y estimó que el comienzo de la actividad del insecto correspondía aproximadamente al 14 de marzo. El estado del cuerpo indicaba que el individuo había muerto hacía más de siete días. ¿Qué factores pueden ser la causa del retraso de la actividad del insecto entre el 25 de febrero y el 14 de marzo? Considerar en su respuesta el lugar y la época del año. (CE)
30. Se requieren aproximadamente 2700 horas grados acumulados para la especie *Chrysomya megacephala*, un tipo de mosca, para convertirse en una larva de 14 mm de largo. Si este tipo de mosca es una de las primeras en depositar huevos en un cuerpo, determinar el momento estimado de la muerte considerando que el cuerpo se descubrió el 3 de enero a las 9.45 a.m. en un apartamento en que el termostato estaba fijado a 20 °C. (CE).

CAPÍTULO 12

Bombas sucias y terrorismo nuclear

CASO EN ESTUDIO:
¿Un delincuente
convertido en terrorista?

- 12.1 El descubrimiento de la radiactividad natural
- 12.2 Tipos de radiación y peligros
- 12.3 Ajuste de ecuaciones nucleares
- 12.4 Vidas medias y evaluación de los riesgos
- 12.5 Aplicaciones médicas de los isótopos nucleares
- 12.6 Centrales eléctricas nucleares
- 12.7 Usos militares de los isótopos nucleares
- 12.8 Transmutaciones nucleares
- Análisis de las pruebas:
 Análisis por activación de neutrones
- 12.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
 ¿Un delincuente
 convertido en terrorista?



José Padilla fue arrestado el 10 de junio de 2002, sospechoso de ser un miembro de al-Qaeda entrenado para fabricar bombas sucias. (Reuters/Landov)



CASO EN ESTUDIO: ¿Un delincuente convertido en terrorista?

El 10 de junio de 2002, John Ashcroft, fiscal general de Estados Unidos, anunció la detención de un presunto miembro de al-Qaeda que volvía a Chicago de un viaje a Pakistán. El terrorista sospechoso era un ciudadano americano lla-

mado José Padilla, que también respondía al nombre de Abdullah al-Muhajir. Padilla nació en New York City en 1970, pero se trasladó a Chicago a la edad de 5 años. De adolescente pertenecía a una banda local y fue arrestado cinco veces. En una ocasión, estuvo tres años en un reformatorio juvenil por robo y asalto a mano armada.

Padilla se convirtió al Islam después de casarse con una mujer musulmana, en 1996. Vivió casi todos los últimos años de la década de 1990 en Oriente Medio. Los agentes estadounidenses dicen que Padilla fue identificado por diversas fuentes independientes como un miembro de al-Qaeda que estudiaba cómo fabricar bombas, particularmente un tipo conocido como **artefacto de dispersión radiológica**, también llamado **bomba sucia**, que se prepara a partir de una bomba convencional añadiendo materiales radiactivos al explosivo.

Al principio Padilla estuvo custodiado como testigo material del ataque del 11 de septiembre de 2001 al World Trade Center. En julio de 2002, el presidente George W. Bush declaró a Padilla "enemigo combatiente" y fue transferido a la custodia militar. En noviembre de 2005 fue procesado por un tribunal federal en el Distrito Meridional de Florida y acusado del abastecimiento de ayuda material a los terroristas y de conspiración para asesinar individuos en el extranjero.

La prioridad otorgada a la detención de Padilla como sospechoso destaca la importancia que los agentes dieron a evitar un posible atentado terrorista con una bomba sucia. Si no llegó a usarse una bomba sucia, ¿por qué nos planteamos este caso como una escena forense? La respuesta es que se debe estar preparado para manejar la situación si ocurre, entender los riesgos implicados y tener un plan sobre cómo se debe proceder en la investigación.

Si Padilla realmente iba a fabricar una bomba sucia, ¿dónde hubiera obtenido los materiales radiactivos? Dos posibles fuentes que los investigadores examinarían de cerca son los hospitales, que utilizan materiales radiactivos para tratar y diagnosticar enfermedades, y las centrales eléctricas nucleares. ¿Qué riesgos presentan estos materiales si se utilizan en una bomba sucia?

Para entender el potencial de los peligros de una bomba sucia, a corto y largo plazo, primero se debe entender bien la química nuclear . . .

12.1 El descubrimiento de la radiactividad natural

La medicina nuclear, la radioterapia, las armas atómicas, las centrales eléctricas nucleares y las bombas sucias tienen sus orígenes en el descubrimiento de la radiactividad natural, un día nublado de 1896. Henri Becquerel, un

Objetivo de aprendizaje

Conocer los experimentos de Becquerel que llevaron al descubrimiento de la radiactividad.



El descubrimiento de la radiactividad natural. Henri Becquerel, mientras investigaba la fosforescencia, descubrió los rayos de energía emitidos espontáneamente por los minerales que contienen uranio. (Time Life Pictures/Getty Images)



Marie Curie, ganadora de dos Premios Nobel (uno en física y otro en química). (Hulton-Deutsch Collection/Corbis)



Los juguetes que brillan intensamente en la oscuridad contienen una sustancia fosforescente. (Doug Stealey/Alamy)

científico francés, estaba estudiando la fosforescencia de los minerales después de su exposición a la luz del sol. La **fosforescencia** es la emisión espontánea de luz de una sustancia después de que se haya activado por su exposición a la luz. Éste es el proceso por el cual algunos juguetes brillan intensamente en la oscuridad.

Becquerel supuso que el proceso de la fosforescencia estaba relacionado con los rayos X, que se habían descubierto recientemente. Aunque Becquerel se equivocó en cuanto a la relación entre los rayos X y la fosforescencia, sus experimentos pusieron en marcha una cadena de acontecimientos que desembocaron en la era nuclear.

El experimento de Becquerel consistió en envolver una placa fotográfica con papel negro para evitar su exposición a la luz y colocarla cerca de un cristal mineral hecho con sales de uranio. El siguiente paso en el experimento fue exponer la combinación mineral-placa fotográfica a la luz del sol para inducir la fosforescencia en el mineral. Cuando se desarrolló la placa fotográfica, la imagen resultante correspondió a la silueta del mineral. Becquerel supuso incorrectamente que la imagen se debía a la emisión de rayos X durante la fosforescencia.

Becquerel intentó repetir este experimento, pero se retrasó varios días por el tiempo nublado. Colocó su combinación mineral-placa fotográfica en un cajón del escritorio. Cuando después de una semana salió de nuevo el sol, decidió que debía comenzar con una placa fotográfica nueva. Becquerel sacó la muestra de mineral y la placa no usada de su cajón del escritorio y, por casualidad, la desarrolló. Para su sorpresa, la placa fotográfica ofrecía exactamente la misma imagen de la forma del mineral que había obtenido en el experimento anterior. Puesto que en este caso no había fosforescencia, estaba claro que algo más en el cajón del escritorio hizo que apareciera la imagen en la placa fotográfica.

Becquerel continuó sus experimentos con el mineral y pronto determinó que el uranio presente en la muestra era el causante de la exposición de la placa fotográfica. Postuló que el uranio emitía espontáneamente rayos de una cierta clase.

Una joven estudiante llamada Maria Sklodowska, que buscaba un proyecto de tesis para conseguir su doctorado, se dedicó a estudiar estos “rayos del uranio”. Más conocida hoy día por su nombre de casada, Madame Marie Curie, ella es la responsable de acuñar el término **radiactividad** para describir las emisiones espontáneas de rayos de elevada energía y partículas procedentes de un núcleo atómico.

Marie Curie también descubrió dos elementos radiactivos anteriormente desconocidos: el radio y el polonio. El aislamiento del radio requirió el procesamiento de ocho toneladas de mineral, ¡para obtener un solo gramo de radio! Durante su distinguida carrera, consiguió ser la primera persona en ganar dos Premios Nobel (uno en física y otro en química). El elemento con el número atómico 96 se llama *curio*, en honor a su trabajo.

12.2 | Tipos de radiación y peligros

Una bomba sucia no es un arma nuclear, más bien es una bomba diseñada para dispersar y contaminar una amplia zona con materiales radiactivos. Si Padilla planeaba fabricar una bomba, ¿por qué iba a molestarse en añadir materiales radiactivos? ¿Qué peligros resultarían de la detonación de una bomba sucia? La respuesta depende de qué clase de material radiactivo se usara en la bomba.

El peligro de la radiactividad es que los rayos y las partículas emitidos por la fuente radiactiva colisionan con las moléculas de las células del cuerpo. La colisión ioniza las moléculas y rompe sus enlaces internos. Las moléculas ionizadas pueden reaccionar con otras moléculas en la célula y afectar desfavorablemente los procesos corporales. La exposición prolongada a niveles elevados de radiación ionizada puede aumentar las probabilidades de desarrollar un cáncer, causar enfermedades graves e incluso la muerte.

Todos estamos expuestos a niveles bajos de radiación ionizada, llamada **radiación de fondo**, que se produce de forma natural en el medio ambiente desde una variedad de fuentes. La Figura 12.1 ilustra varias de estas fuentes de radiación de fondo. La más frecuente es el gas radón, un producto de la descomposición radiactiva de trazas de uranio que se encuentra naturalmente en el suelo. La Agencia de Protección Medioambiental de Estados Unidos estima que uno de cada 15 hogares tiene niveles elevados de gas radón. Esto es una preocupación porque la segunda causa principal de cáncer de pulmón son los niveles elevados de radón.

Objetivo de aprendizaje
Conocer los riesgos de manipular material radiactivo.

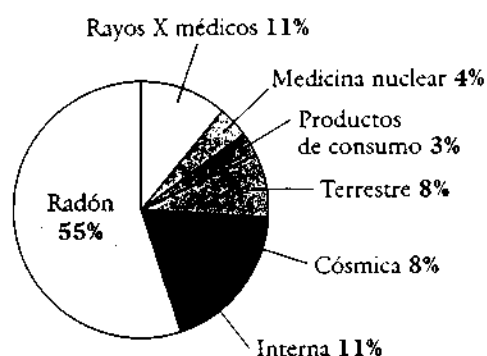


Figura 12.1 Fuentes de radiación de fondo. La principal fuente es el gas radón que se acumula en las casas procedente de la descomposición natural de trazas de uranio que se encuentran en el suelo de forma natural. La radiación ionizada de los rayos X médicos y de la medicina nuclear se usa para diagnosticar y tratar trastornos médicos. La radiación cósmica está producida por el Sol, y un pequeño porcentaje pasa a través de la atmósfera y alcanza la superficie de la Tierra. La radiación terrestre viene de los isótopos radiactivos naturales. Algunos de los isótopos naturales también están presentes en nuestros cuerpos y sirven como fuentes internas de radiactividad. (www.nrc.gov/reading-rm/basic-ref/glossary/exposure.html)

Los rayos X médicos y la medicina nuclear son otra fuente de radiación de fondo, pero las ventajas de diagnosticar y terapéuticas compensan el riesgo asociado a la radiación. Otra forma de radiación de fondo viene del espacio exterior y pasa a través de la atmósfera; el Sol es el mayor productor de radiación cósmica que alcanza la Tierra. La radiación terrestre, por otra parte, se refiere a los elementos radiactivos naturales encontrados en la corteza terrestre. Algunos materiales radiactivos también se incorporan intencionalmente en ciertos productos de consumo, tales como detectores de humo y eliminadores de corriente estática.

También nuestro propio cuerpo es una fuente de radiación de fondo: carbono radiactivo, plomo y potasio están entre los isótopos radiactivos más destacados que son componentes naturales del cuerpo humano y están presentes incluso desde el nacimiento. Aun cuando se nos bombardea continuamente con radiación de fondo, es prudente limitar la exposición innecesaria a la radiación ionizada.

Muchos elementos tienen isótopos radiactivos naturales. Probablemente el mejor conocido es el uranio, pero se encontrarán otros ejemplos en este capítulo. ¿Qué hace que algunos isótopos sean radiactivos y otros sean estables? El hidrógeno consiste en tres isótopos, ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H , de los cuales los dos primeros son estables y el tercero es radiactivo. Para entender por qué un isótopo particular puede ser inestable se tiene que mirar más profundamente en el núcleo del átomo, que ya comentamos en el Capítulo 3.

El núcleo constituye una fracción diminuta del volumen total del átomo. Aunque es aproximadamente $1/100\,000$ del tamaño del átomo de hidrógeno, el núcleo contiene todos los protones cargados positivamente del átomo. Recordar que unas cargas repelen a otras. Las fuerzas de repulsión entre los protones dentro del núcleo se estabilizan con los neutrones, que se pueden imaginar como el pegamento que mantiene unido el núcleo.

La Figura 12.2 muestra una gráfica que compara el número de neutrones con el número de protones de todos los isótopos estables (no radiactivos). Para los elementos más ligeros, los isótopos estables tienen un neutrón por cada protón. Los elementos más pesados, sin embargo, requieren más neutrones para estabilizar el aumento del número de protones presentes en el núcleo. El área sombreada de la gráfica de la Figura 12.2 representa la localización de los isótopos estables, denominada **cinturón de estabilidad**. Los isótopos radiactivos tienen una proporción neutrón a protón fuera del cinturón de estabilidad. Emitiendo partículas radiactivas de su núcleo, los isótopos inestables formarán en última instancia isótopos o elementos que se encuentran dentro del cinturón de estabilidad.

Veamos la tabla periódica del interior de la portada de este libro. La mayoría de los elementos tienen isótopos radiactivos, pero cualquier elemento con un número atómico mayor de 83 consta por completo de isótopos radiactivos. Obsérvese que las masas atómicas de la mayor parte de estos elementos están entre paréntesis; ese número es la masa del isótopo más estable. El torio (Th), el proactinio (Pa) y el uranio (U), sin embargo, tienen masas atómicas normales porque sus isótopos más estables tienen una vida media extremadamente larga, de millones a billones de años. Hay dos elementos con números atómicos menores de 83 que también consisten sólo en isótopos radiactivos: el tecnecio (Tc) y el prometeo (Pm).

El uranio, con número atómico 92, es el elemento natural conocido más pesado. La mayoría de los elementos con un número atómico mayor de 92 se crean artificialmente en instalaciones de investigación nuclear.

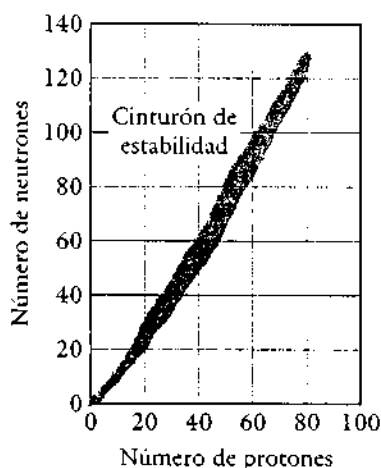


Figura 12.2 Estabilidad de un isótopo. El cinturón de estabilidad representa isótopos que tienen una relación de neutrones y protones estable dentro del núcleo. Los isótopos radiactivos tienen una relación con demasiados neutrones respecto a los protones (por encima del cinturón de estabilidad), o bien demasiados protones respecto a los neutrones (por debajo del cinturón de estabilidad).

Ejemplo resuelto 1

¿Qué cambios ocurrirán con el tiempo a 1 mol de muestra de un elemento radiactivo?

SOLUCIÓN Con el tiempo, el proceso de descomposición generará isótopos nuevos. La masa de la muestra está en constante cambio debido a la descomposición radiactiva del núcleo atómico para producir elementos ligeros.

Práctica 12.1

¿Cuántos elementos no tienen un único isótopo estable y constan sólo de isótopos radiactivos?

RESPUESTA

30

¿De qué modo la emisión de partículas radiactivas cambia el número de protones y de neutrones dentro del núcleo para crear elementos completamente diferentes? Se emiten tres tipos de radiación, y la emisión de cada tipo tiene un efecto diferente en el núcleo original.

Las **partículas alfa** (α), las más pesadas de los tres tipos de partículas, consisten en dos protones y dos neutrones. Debido a que las partículas alfa son idénticas al ion helio ${}^4_2\text{He}$, el símbolo para la partícula alfa es ${}^4_2\text{He}$. La partícula alfa se emite disminuyendo tanto el número de protones como el número de neutrones en el núcleo. Obsérvese que la carga iónica generalmente no se muestra en el símbolo de la partícula alfa, porque la carga no es necesaria para el ajuste de ecuaciones nucleares.

El peligro que presentan las partículas alfa se debe calibrar en dos escalas diferentes. El **poder de ionización** de una partícula radiactiva se refiere a la capacidad de ionizar otra molécula. El poder de ionización de la partícula alfa es extremadamente elevado porque tiene un tamaño muy grande (comparado con los otros dos tipos de partículas radiactivas) y una carga de +2, que atrae fácilmente electrones de otras moléculas desde lejos.

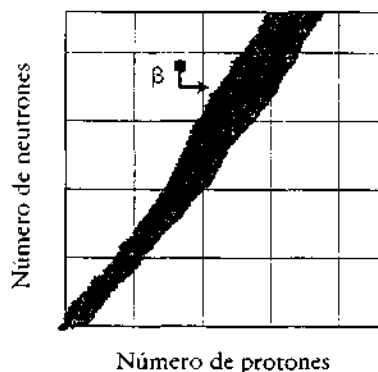
El **poder de penetración** de la radiación de ionización es una medida de hasta dónde las partículas pueden penetrar en un material y causar daños. Las partículas alfa tienen una energía de penetración muy débil debido a su gran tamaño. Una hoja de papel o una tela son suficientes para detener las partículas alfa. Por lo tanto, la localización de la fuente de radiación alfa es importante. Un emisor alfa dentro del cuerpo de una persona hace un daño enorme, pero un emisor alfa fuera del cuerpo no representa una amenaza inmediata.

Un isótopo experimenta descomposición alfa cuando emite una partícula alfa desde el núcleo de un átomo. El nuevo isótopo formado tiene sólo dos protones y dos neutrones menos, y se trasladará más cerca del cinturón de estabilidad. A menudo, un isótopo radiactivo experimenta muchos procesos de descomposición antes de alcanzar un isótopo estable. Un núcleo de uranio, por ejemplo, experimenta 14 procesos de descomposición antes de formar finalmente un isótopo estable de plomo (${}^{206}_{82}\text{Pb}$). En la transformación del uranio a plomo no intervienen partículas alfa en todos los pasos de la descomposición. Un segundo tipo de descomposición ocurre cuando un neutrón se convierte en un protón emitiendo una **partícula beta** (β).

Una partícula beta, frecuentemente escrita como ${}^0_{-1}\text{e}$, es idéntica a un electrón. Las partículas beta tienden a tener menos poder de ionización que las alfa porque su masa es mucho más pequeña y transfiere menos energía cinética en

una colisión. Sin embargo, el poder de penetración de las partículas beta es mayor que el de las alfa. Para parar el flujo de partículas beta se requieren varios milímetros de recubrimiento de metal o madera muy densa. Cuando se emite una partícula beta durante un proceso de descomposición beta, el número atómico (número de protones) aumenta en 1. Sin embargo, el número total de neutrones y protones permanece inalterado porque el protón se creó de un neutrón ya presente en el núcleo. La masa perdida debido a la partícula beta es demasiado pequeña para ser percibida. Cuando se emite la partícula beta, el núcleo creado recientemente está más cerca del cinturón de estabilidad, porque el cambio neto en la carga consiste en la ganancia de un protón y la pérdida de un neutrón.

El tercer tipo de radiación, los **rayos gamma** (γ), se emite desde el núcleo durante la emisión de partículas alfa y beta. Un rayo gamma no tiene masa ni carga, pero es un fotón de energía extremadamente elevada, una ligera cantidad de energía electromagnética o un haz de luz. Los rayos gamma tienen un bajo poder de ionización, pero un alto poder de penetración. Para aislar de los rayos gamma a las personas se requieren planchas de plomo de varios centímetros o bien gruesas paredes de cemento.



Se puede ver una imagen distinta cuando se representa el número de neutrones frente al número de protones para isótopos estables. Los isótopos radiactivos tienen proporciones de neutrones y protones que están fuera de esta región estable (cinturón de estabilidad)

Ejemplo resuelto 2

Si un isótopo inestable situado justo sobre el cinturón de estabilidad experimenta una descomposición beta, ¿estará más cerca o más lejos del cinturón de estabilidad?

SOLUCIÓN La descomposición beta se da en un núcleo que convierte un neutrón en un protón y que emite una partícula beta. La descomposición beta disminuye el número de neutrones en 1 y aumenta el número de protones en 1, moviendo el núcleo abajo y a la derecha, como se muestra en la figura de la izquierda. Por lo tanto, el núcleo localizado justo encima del cinturón de estabilidad cambiará de lugar a la región estable.

Práctica 12.2

Si un isótopo radiactivo experimenta una descomposición alfa, ¿qué posición tendrá el nuevo isótopo respecto al original en la gráfica del cinturón de estabilidad?

RESPUESTA

En la descomposición alfa, un núcleo disminuye su número total de protones y neutrones en 2 cada uno, y se movería hacia abajo y a la izquierda.

12.3 | Ajuste de ecuaciones nucleares

¿Qué ocurre con un átomo de uranio-238 ($^{238}_{92}\text{U}$) que ha emitido una partícula alfa? Se puede analizar este cambio escribiendo y ajustando una ecuación nuclear, que es diferente a ajustar una ecuación química tradicional. En una ecuación química tradicional nos aseguramos de contar el número total de átomos de cada elemento en los dos lados de la ecuación; si aparecen dos átomos de magnesio en el lado izquierdo de la ecuación, en el lado derecho también deben aparecer dos átomos de magnesio.

En cambio, en una ecuación nuclear un átomo emite una partícula radiactiva que puede cambiar la identidad del elemento. El resultado de la emisión

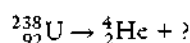
Objetivo de aprendizaje

Escribir reacciones ajustadas para la descomposición radiactiva de un isótopo.

de una partícula radiactiva es que puede aparecer un átomo de un elemento radiactivo, tal como el uranio, en el lado izquierdo de la ecuación, pero no en el derecho. Las ecuaciones nucleares se ajustan asegurándose de que el *número total* de neutrones y protones en los dos lados de la ecuación sea igual. A continuación se presentan las directrices para ajustar una ecuación nuclear, tomando como ejemplo el U-238 emitiendo una partícula alfa.

Ajuste de ecuaciones nucleares

Paso 1. Escribir todos los elementos y partículas utilizando notación de isótopo, con los números másicos escritos como superíndice y los números atómicos como subíndice.



Paso 2. Puesto que el número total de neutrones y protones no cambia, los números másicos deben sumar el mismo valor en ambos lados de la ecuación.

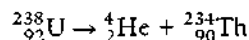
$$238 = 4 + \underline{234}$$

Paso 3. Los números atómicos deben sumar también el mismo valor en ambos lados de la ecuación.

$$92 = 2 + \underline{90}$$

Paso 4. La identidad del elemento o partícula desconocidos se determina por el número atómico calculado en los pasos previos. En el ejemplo, el elemento con el número atómico 90 es el torio.

Paso 5. Usando la información de los pasos 1 a 4, se escribe la ecuación nuclear ajustada:

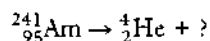


Ejemplo resuelto 3

Una posible fuente de material radiactivo para las bombas sucias es la basura médica, porque para diagnosticar y tratar diversas enfermedades se utilizan isótopos radiactivos. Ajustar las ecuaciones nucleares para (a) la emisión alfa del americio-241 y (b) la emisión beta del cobalto-60.

SOLUCIÓN

(a) **Paso 1.** El número atómico del americio es 95, y el enunciado indica que el número de masa es 241. Por lo tanto, el símbolo es ${}_{95}^{241}\text{Am}$. La partícula alfa es ${}_2^4\text{He}$. La ecuación sin ajustar es:

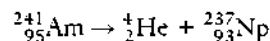


Paso 2. Determinar el número másico: $241 = 4 + \underline{237}$

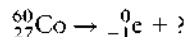
Paso 3. Determinar el número atómico: $95 = 2 + \underline{93}$

Paso 4. Identificar el elemento desconocido por el número atómico:
93 = neptunio (Np).

Paso 5. Escribir la ecuación nuclear ajustada:



(b) **Paso 1.** El número atómico del cobalto es 27, y el enunciado indica que el número másico es 60. Por lo tanto, el símbolo es ${}_{27}^{60}\text{Co}$. El símbolo de la partícula beta es ${}_{-1}^0\text{e}$. La ecuación sin ajustar es:

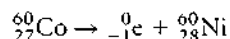


Paso 2. Determinar el número másico: $60 = 0 + 60$

Paso 3. Determinar el número atómico: $27 = -1 + 28$

Paso 4. Identificar el elemento desconocido por el número atómico:
28 = níquel (Ni).

Paso 5. Escribir la ecuación nuclear ajustada:



Práctica 12.3

Determinar el isótopo inicial que produciría (a) cobalto-59 y una partícula beta, y (b) radón-222 y una partícula alfa.

RESPUESTA

(a) ${}_{26}^{59}\text{Fe}$ (b) ${}_{88}^{226}\text{Ra}$

12.4 Vidas medias y evaluación de los riesgos

Objetivo de aprendizaje

Usar las vidas medias de los isótopos para determinar el grado de riesgo de diferentes fuentes de radiación.

En 1987, la segunda mayor liberación accidental de radiactividad de la historia ocurrió en un desguace en Goiânia, Brasil. Unos chatarreros que habían entrado en un hospital abandonado encontraron una máquina de radioterapia y se la llevaron para convertirla en chatarra. Varios días después, al abrir la máquina un empleado encontró un extraño contenedor de plomo, que abrió por la fuerza y contenía un material en polvo de color azul que brillaba. Los trabajadores compartieron este hallazgo, novedoso pero mortal, con los amigos, familiares y niños de la vecindad. El polvo era cesio-137.

Una semana después se diagnosticó a la primera persona con una enfermedad debida a la radiación; 244 personas habían estado expuestas al cesio-137 y varias manzanas de casas se contaminaron. La enfermedad producida por la radiación consiste en náuseas, diarrea, quemaduras en la piel, pérdida del pelo y sangrado de la boca, la nariz y las encías. La gravedad de la enfermedad producida por la radiación depende de la cantidad de ésta que entre en el cuerpo.

Hogares enteros y capas de suelo tuvieron que ser eliminados, y sus restos almacenados en depósitos forrados de cemento para ser depositados en un vertedero nuclear. La semana siguiente, cuatro personas murieron debido a su exposición aguda. Los efectos crónicos, a largo plazo, de la exposición, aún están siendo determinados. Debido a que el cesio-137 tiene una vida media de 30,0 años, aún podrían encontrarse en la zona trazas que no pudieron ser eliminadas.

Tabla 12.1 Vidas medias de algunos radioisótopos.

| Símbolo | Vida media ($t_{1/2}$) | Radiación |
|-------------------------|--------------------------|-----------|
| $^{243}_{99}\text{Es}$ | 21 s | α |
| $^{106}_{45}\text{Rh}$ | 29,8 s | β |
| $^{259}_{102}\text{No}$ | 1,0 h | α |
| $^{24}_{11}\text{Na}$ | 14,7 h | β |
| $^{240}_{95}\text{Am}$ | 2,1 días | α |
| $^{131}_{53}\text{I}$ | 8,0 días | β |
| $^{32}_{15}\text{P}$ | 14,3 días | β |
| $^{243}_{96}\text{Cm}$ | 28,5 años | α |
| $^{203}_{82}\text{Pb}$ | $5,3 \times 10^4$ años | α |
| $^{60}_{26}\text{Fe}$ | 1×10^5 años | β |
| $^{235}_{92}\text{U}$ | $7,6 \times 10^6$ años | α |
| $^{238}_{92}\text{U}$ | $4,5 \times 10^9$ años | α |

¿Qué fuente de exposición es más peligrosa, la exposición corta a elevados niveles de radiación o la exposición a largo plazo a niveles bajos de radiación? En la Sección 11.7 se introdujo el concepto de vida media para medir el tiempo que un fármaco o una droga ilícita permanecen en el cuerpo de una persona. La vida media de los isótopos radiactivos es el tiempo necesario para que la mitad de la cantidad original de isótopo experimente una descomposición radiactiva.

Uno podría pensar que los radioisótopos con vidas medias más largas son más seguros que aquellos con vidas medias más cortas (ver Tabla 12.1). Por ejemplo, el uranio-238 tiene una vida media de 4,5 billones de años, mientras que el yodo-131 tiene una vida media de ocho años. Si una persona se expone a unas cantidades molares iguales de cada isótopo durante el mismo periodo de tiempo, menos átomos del uranio-238 que del yodo-131 habrán experimentado espontáneamente una descomposición radiactiva en ese tiempo. Pero el yodo-131 se descompone por emisiones beta y el uranio-238 se descompone por emisiones alfa. El peligro que presentan los isótopos radiactivos se tiene que calibrar por el periodo de tiempo de exposición, el tipo de radiación, si la fuente de radiación es externa o interna, y la dosis de radiación recibida.

La vida media de un isótopo radiactivo determina el tipo de almacenamiento y los métodos de eliminación requeridos. Es muy común recoger los residuos médicos radiactivos y enterrarlos en vertederos bastante superficiales. Los vertederos se supervisan estrictamente, y mientras los radioisótopos tengan vidas medias cortas, el proceso de descomposición natural eliminará los materiales radiactivos de bajo nivel en un tiempo corto. Sin embargo, no se puede decir lo mismo para todos los radioisótopos que se usan en medicina. Algunos, como el cesio-137, tienen una vida media larga y requieren unos procesos de eliminación especiales.

La eliminación de los residuos de las centrales eléctricas nucleares es otro problema, especialmente las barras de combustible gastadas en los reactores nucleares. Estos materiales tienen una vida media larga y emiten niveles peligrosos de radiación. Por ejemplo, la vida media del uranio-235 es 710 millones de años, y la vida media del uranio-238 es 4,5 billones americanos (mil millones) de años, como ya se ha mencionado. La mayoría de los residuos radiactivos se almacenan en la propia central energética.

12.5 Aplicaciones médicas de los isótopos nucleares

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo se usan las propiedades de los radioisótopos para diagnosticar y tratar enfermedades.

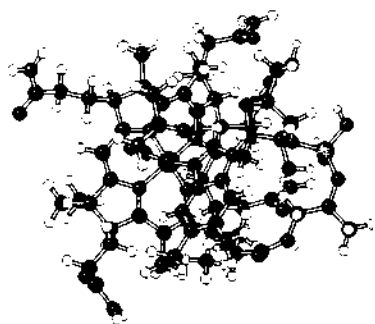


Figura 12.3 Vitamina B_{12} ($C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P$). La vitamina B_{12} contiene un átomo sencillo de cobalto (en púrpura) localizado en el centro de las estructuras. Sustituyendo el átomo de cobalto normal por un isótopo radiactivo se puede determinar la absorción de la vitamina B_{12} en el cuerpo.

Desde el descubrimiento de la radiactividad, la medicina nuclear ha proporcionado el diagnóstico y el tratamiento de numerosas enfermedades y trastornos. Desde los primeros días del descubrimiento de la radiactividad, Marie Curie supo que la radiación se podía usar para tratar el cáncer. Sólo esta aplicación podía haber hecho muy rica a la familia Curie, si hubieran patentado los procesos.

Los físicos siempre publican sus resultados en su totalidad. Si nuestro descubrimiento tiene un futuro comercial, eso es un accidente del cual nosotros no debemos sacar provecho. Y el radio se usará en el tratamiento de enfermedades . . . Me parece imposible aprovecharse de eso.

—*Madame Curie: Una bibliografía*, por Eve Curie

En general, la medicina nuclear tiene dos funciones. La primera es diagnosticar enfermedades y trastornos. La segunda es tratar tumores cancerígenos exponiéndolos a la radiación. Los isótopos elegidos para los diagnósticos tienen una afinidad por un órgano particular o apuntan a un sistema específico dentro del cuerpo.

Supongamos, por ejemplo, que un paciente tiene problemas para absorber la vitamina B_{12} . La estructura de la vitamina B_{12} , mostrada en la Figura 12.3, consiste en una molécula orgánica grande con un átomo de cobalto cerca del centro. Con cobalto-60 se obtiene vitamina B_{12} radiactiva, que el paciente ingiere. La vitamina B_{12} radiactiva actuará en el cuerpo de la misma manera que la vitamina B_{12} normal, porque la química de las moléculas no está afectada por la identidad del isótopo. Sin embargo, el átomo de cobalto-60 radiactivo emitirá rayos gamma que se pueden detectar fácilmente mediante sensores médicos. Si la vitamina B_{12} radiactiva se absorbe uniformemente por los intestinos, la imagen producida por la radiación será constante y brillante. Sin embargo, si una porción de los intestinos no absorbe la vitamina B_{12} , aparecerá un punto negro en la imagen correspondiente a una carencia de rayos gamma en esa región.

La mayoría de los isótopos para diagnosticar trastornos emiten rayos gamma. Recordemos que los rayos gamma tienen un gran poder de penetración, que les permite escapar a través del cuerpo humano para alcanzar el detector. En segundo lugar, son los que producen la menor cantidad de ionización de las tres partículas radiactivas, minimizando el daño a los tejidos del cuerpo.

El segundo mayor uso de los radioisótopos en medicina nuclear es la eliminación de tumores. La radiación interfiere con la capacidad de una célula para reproducirse, y afecta tanto a las células sanas como a las cancerígenas. Sin embargo, debido a que las células cancerígenas crecen muy rápidamente, éstas resultan más afectadas. Con frecuencia, las células sanas que resultan dañadas pueden recuperarse por sí solas.

Por su naturaleza ionizante, la radiación se utiliza para causar daños en las células cancerígenas, y pueden utilizarse todas las formas de emisión radiactiva. En general los rayos gamma se usan cuando la radiación se proporciona desde el exterior, enfocando los rayos gamma emitidos sobre la localización del tumor. Debido a que los rayos beta no tienen el poder de penetración de los rayos gamma, los emisores beta se implantan dentro de un tumor para exponer las células cancerígenas directamente al radioisótopo. Los

Tabla 12.2 Utilización de los isótopos radiactivos en medicina.

| Isótopo | Vida media | Descomposición | Forma | Uso |
|-------------------|--------------|--------------------|-------------------------------------|--|
| ^{60}Co | 5,271 años | β , γ | Vitamina B ₁₂ radiactiva | Diagnóstico de los defectos de absorción de vitamina B ₁₂ |
| ^{113}In | 1,658 horas | γ | Glóbulos rojos marcados con indio | Determinación del volumen de la sangre |
| ^{131}I | 8,040 días | β , γ | Yoduro de sodio | Estudio de las imágenes y la función de la glándula tiroides |
| ^{32}P | 14,282 días | β | Fosfato de sodio | Localización de tumores en los ojos, el cerebro y la piel |
| ^{42}K | 12,360 horas | β , γ | Cloruro de potasio | Detección de tumores; determinación del intercambio total de potasio |
| ^{87}Sr | 2,795 horas | γ | Nitrato de estroncio | Proyección de imágenes de los huesos |
| ^{133}Xe | 5,245 días | β , γ | Xenón | Estudios de ventilación de los pulmones |
| ^{241}Am | 432,7 años | α | Americio metal | Tratamiento de tumores malignos |

Adaptada de *Merck Index*, 13ª ed.

emisores alfa también se emplean de la misma manera. En la Tabla 12.2 se presentan algunos radioisótopos representativos de los muchos que se utilizan en medicina nuclear. La segunda columna de la tabla muestra la vida media de cada radioisótopo, es decir, el tiempo requerido para que la mitad de la cantidad original de isótopo experimente una descomposición radiactiva.

La vida media de los isótopos radiactivos usados para obtener imágenes varía entre horas y días, lo que sirve para minimizar la exposición total de un paciente a la radiación porque la fuente se elimina rápidamente. Los isótopos que se utilizan para el tratamiento de tumores tienen un vida media más larga y emiten grandes dosis de radiación.

Ejemplo resuelto 4

¿Por qué se usa el Sr-87 para obtener imágenes de los huesos? ¿Por qué es deseable que la vida media del Sr-87 sea corta? (*Consejo:* Considerar de qué están hechos los huesos, ¡y usar la tabla periódica!)

SOLUCIÓN Recuérdese que todos los elementos encontrados dentro de un grupo en la tabla periódica experimentan reacciones similares. Debido a que el estroncio está entre los metales alcalinotérreos, experimentará reacciones similares a las del calcio, el ingrediente principal de los huesos. El estroncio radiactivo reemplaza algunos de los átomos de calcio que componen el

material del hueso y se convierte en parte permanente del esqueleto. Sería indeseable tener elementos con una vida media larga que se convirtieran en una fuente permanente de exposición radiactiva interna. La vida media corta asegura que la radiación no permanezca largo tiempo en el cuerpo.

Práctica 12.4

¿Por qué el xenón-133 funciona bien para estudiar la función de los pulmones?

RESPUESTA

El xenón es un gas noble y, como tal, es inerte. El gas xenón llenará los pulmones por inhalación, pero no reaccionará con ningún componente del sistema respiratorio. El gas xenón se puede expulsar de los pulmones, con lo que se reduce la exposición al radioisótopo.

Los antropólogos forenses se especializan en analizar restos de esqueletos humanos para proporcionar a los investigadores información útil, tal como el sexo, la edad, la raza y la causa de la muerte de una víctima. Los antropólogos forenses usan sus amplios conocimientos de anatomía humana para averiguar esta información. Sin embargo, estimar con certeza el momento de la muerte está, en general, más allá de la capacidad de los antropólogos forenses, ya que un esqueleto puede ser de una víctima asesinada varias semanas antes o pertenecer a un cementerio tribal autóctono de hace centenares de años.

Esta incertidumbre se soluciona con los análisis radioisotópicos de los restos humanos. El lector seguramente habrá oído hablar de la datación con carbono-14. El carbono-14 radiactivo es generado en la atmósfera superior por los rayos cósmicos y las plantas lo absorben en forma de dióxido de carbono radiactivo. Las plantas convierten el dióxido de carbono radiactivo en moléculas orgánicas que componen la planta. Los animales ingieren las plantas y el carbono-14 radiactivo pasa a la cadena alimentaria de los humanos que comen carne y vegetales. La datación con carbono-14 mide la cantidad de éste que permanece en un objeto. Si una muestra de hueso tiene un 50% de carbono-14 lo tenía cuando murió el organismo, ya que el hueso se ha estado deteriorando durante un tiempo corto comparado con la vida media del carbono-14, o sea 5730 años. Este método es útil para los arqueólogos, pero no para identificar restos de esqueletos de víctimas recientes, debido a que la vida media del radioisótopo es tan larga. Un número insuficiente de átomos de carbono-14 tendrían que haber experimentado una descomposición para resultar una medida útil.

Los métodos de investigación actuales utilizan dos isótopos radiactivos para establecer el tiempo de la muerte. El isótopo de plomo-210 tiene una vida media de 22,3 años, una medida útil para determinar si un esqueleto es antiguo o reciente. La vida media más corta también es útil para relacionar restos de esqueletos con crímenes de décadas atrás. El otro isótopo que se estudia es el polonio-210, que tiene una vida media de 138 días, lo cual resulta útil para identificar esqueletos de gente que murió en los meses anteriores. Ambos isótopos, plomo-210 y polonio-210, se encuentran en trazas en la comida porque son dos de las fuentes naturales que contribuyen a la radiación de fondo, y se incorporan continuamente a los cuerpos humanos hasta la muerte.

Objetivo de aprendizaje

Describir cómo generan electricidad las centrales eléctricas nucleares.

12.6 Centrales eléctricas nucleares

La seguridad de las centrales eléctricas nucleares es una prioridad importante para el Departamento de Seguridad Nacional por varias razones. Un ataque terrorista contra una central interrumpiría seriamente la red eléctrica y podría



En la silueta de una central eléctrica nuclear destacan las grandes torres de refrigeración que disipan el calor generado en la producción de electricidad. Las grandes nubes blancas que salen de las torres están formadas por la condensación de vapor de agua y no contienen humo. (W. Cody/Corbis)

liberar isótopos radiactivos al medio ambiente, causando el pánico general. Debido a que las centrales eléctricas nucleares están situadas siempre cerca de ríos o lagos, una liberación catastrófica de materiales radiactivos haría que éstos se difundieran no sólo a través de la atmósfera sino también por las aguas superficiales. Finalmente, las centrales eléctricas nucleares almacenan materiales altamente radiactivos que podrían ser utilizados por terroristas si consiguieran violar la seguridad de los almacenes. Aunque las centrales eléctricas nucleares en Estados Unidos son instalaciones altamente seguras, éste no es el caso en otros países del mundo.

Para una mejor valoración de estos riesgos es necesario comprender cómo generan electricidad las centrales eléctricas nucleares. La Figura 12.4 muestra un esquema de una central eléctrica nuclear, con fotos que ilustran algunas de las partes importantes en la generación de electricidad.

Un reactor nuclear tiene tres sistemas de transferencia de calor independientes: el sistema del núcleo del reactor (mostrado en naranja), el sistema del generador de vapor (en azul) y el sistema de la torre de refrigeración (en gris). Cada sistema está unido a los otros más o menos de la misma manera que los eslabones de una cadena: cada sistema se enlaza al otro, pero sus contenidos nunca se mezclan. El núcleo del reactor genera el calor que se transfiere al sistema de generación de vapor, el cual convierte el agua en vapor. La presión del vapor se usa para hacer girar las aspas de una turbina de un generador eléctrico para producir electricidad. Una vez el vapor pasa a través de los generadores, se condensa de nuevo en agua.

El enfriamiento del vapor de agua se consigue bombeando agua dentro del sistema de la torre de refrigeración, que enfría el agua antes de que fluya de nuevo al río. Las torres de refrigeración son las estructuras más grandes de una central eléctrica nuclear. A menudo se cree falsamente que el núcleo del reactor está situado en esta estructura y que la sustancia que sale por las torres de refrigeración es humo. En realidad, lo que está saliendo es vapor de agua.

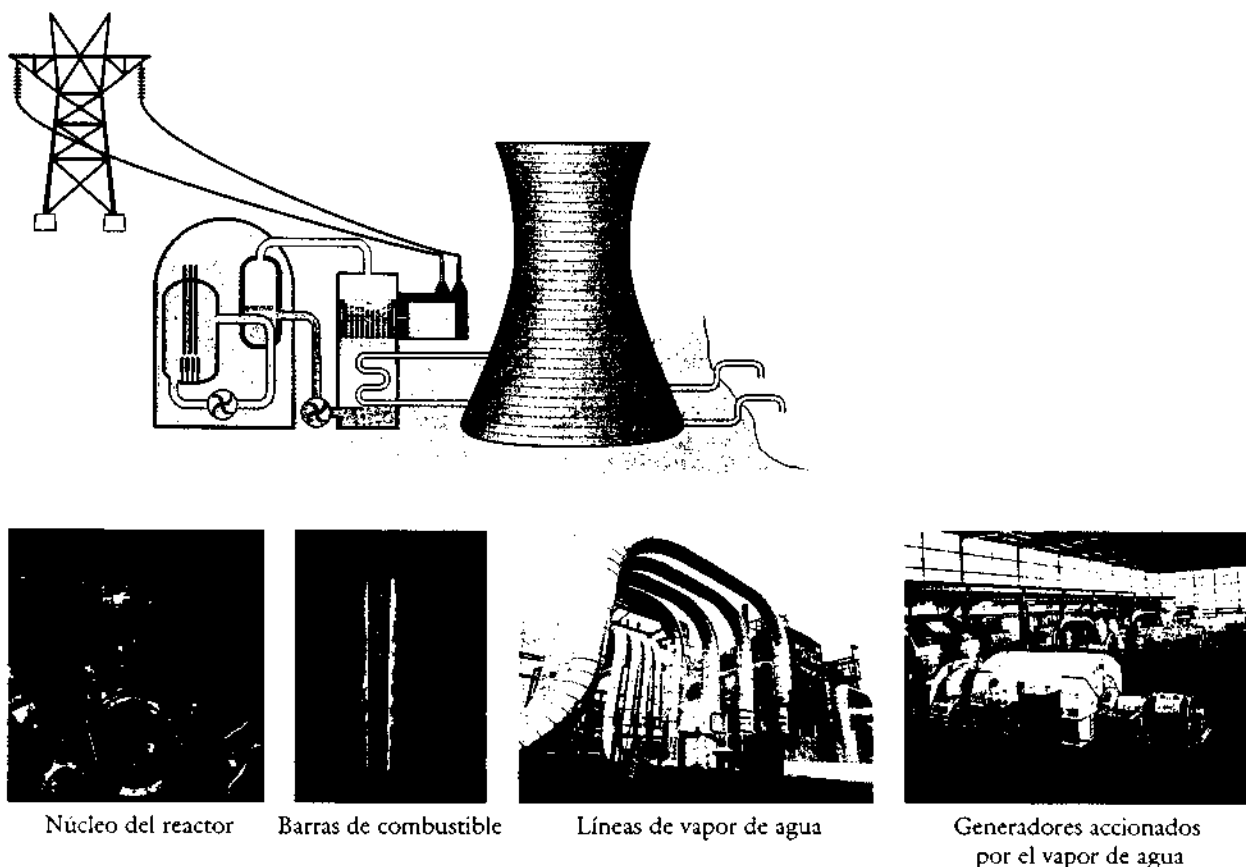


Figura 12.4 Energía eléctrica generada por una central eléctrica nuclear. Las barras de combustible de uranio liberan grandes cantidades de calor mientras experimentan reacciones de fisión en el núcleo del reactor. El calor del núcleo del reactor se usa para convertir el agua en vapor, el cual se utiliza para girar una turbina de vapor que genera electricidad. Entonces el vapor se enfría y se convierte de nuevo en agua líquida, mediante el agua bombeada desde un lago o un río. El agua se enfría en las torres de refrigeración antes de ser devuelta al lago o al río. (Esquema adaptado de Howstuffworks.com; fotos, de izquierda a derecha: Yann Arthus-Bertrand/Corbis, Tim Wright/Corbis, Corbis, Charles E. Rotkin/Corbis.)

El núcleo del reactor genera calor por **fisión nuclear**, una reacción en la cual un gran núcleo se rompe en componentes más pequeños. La reacción que acciona la mayoría de las centrales nucleares es la fisión del uranio-235 ($^{235}_{92}\text{U}$), como se muestra en la Figura 12.5. Un neutrón que impacta en el núcleo del uranio-235 lo desestabiliza, haciendo que se rompa en bario-91 ($^{91}_{36}\text{Ba}$), kriptón-142 ($^{142}_{36}\text{Kr}$) y tres neutrones adicionales. La reacción produce una gran cantidad de calor.

La fisión de un átomo de uranio-235 produce tres neutrones. Obsérvese que cada uno de los tres neutrones producidos en la primera reacción de fisión impactan con otro átomo de uranio-235, el cual a su vez libera tres neutrones por átomo. Si la concentración de átomos de uranio-235 es lo suficientemente grande, la reacción puede convertirse en una **reacción en cadena** autosostenible dentro del núcleo del reactor.

La reacción de fisión en una central nuclear genera calor. Si se dejara sin regular, la cantidad de calor generada por la reacción en cadena sería demasiado grande para que el núcleo del reactor lo soportara, resultando una **fusión**. Para prevenir esto, se debe regular el número de átomos de uranio que experimentan una fisión. Las **barras de control** en un reactor nuclear están

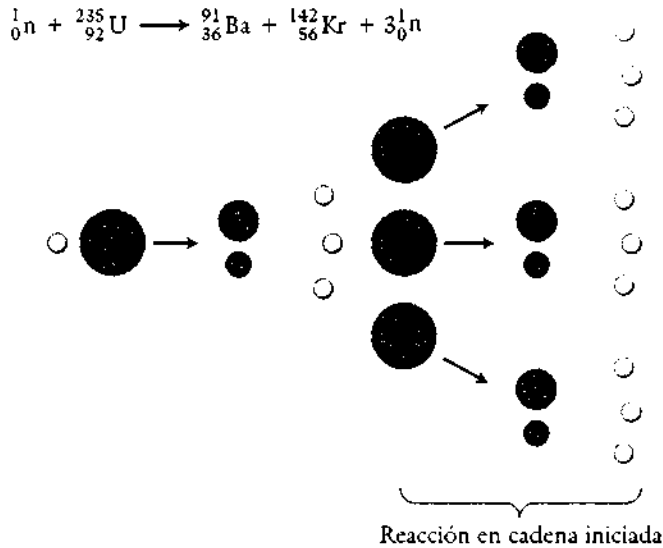


Figura 12.5 Fisión del uranio-235.

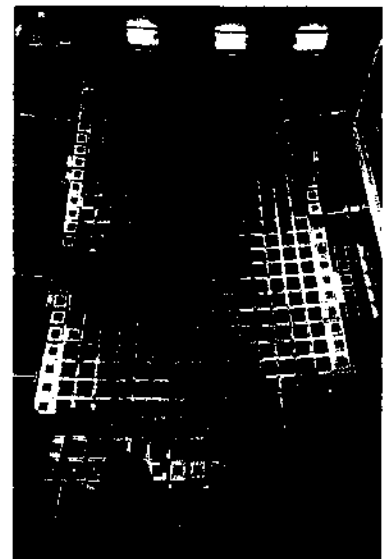
hechas de boro o hafnio, que absorberán los neutrones producidos durante la fisión. Si las barras de control se bajan en el reactor, absorben los neutrones y menos uranio experimenta la fisión. Si se desea más calor en el núcleo del reactor, se elevan las barras de control.

En realidad, los productos de la fisión del uranio-235 son más numerosos que los indicados en la Figura 12.5. Se pueden producir cientos de isótopos radiactivos. Todos los productos de desecho de un reactor nuclear son radiactivos y para las instalaciones nucleares suponen un problema de almacenamiento a largo plazo. La mayoría de las instalaciones tienen un almacén de elevada seguridad en el mismo emplazamiento.

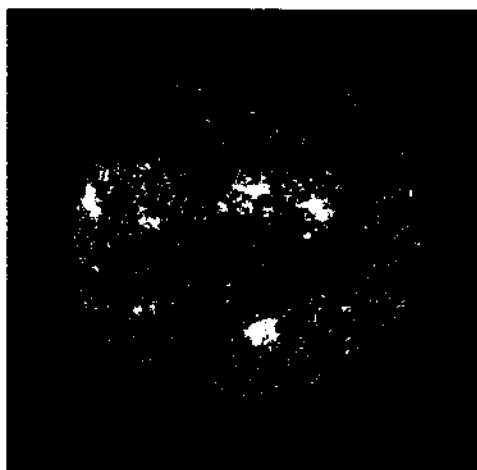
La seguridad de los residuos nucleares, tanto nacional como internacional, es un tema de gran prioridad en Estados Unidos puesto que se sabe que las organizaciones terroristas están buscando activamente fuentes de materiales radiactivos. El gobierno federal está construyendo actualmente una planta centralizada de almacenamiento en Yucca Mountain, Nevada, donde los residuos radiactivos se enterrarán a 500 metros de profundidad en la montaña. El lugar se eligió porque no hay cerca ningún centro de población y tiene muy pocas posibilidades de sufrir un terremoto. Además, es una zona extremadamente seca, lo que evita la corrosión de los contenedores de almacenamiento.

Se está investigando un nuevo tipo de reactor nuclear que algún día podría proporcionar corriente eléctrica sin producir residuos altamente radiactivos. Un reactor de **fusión** nuclear produce energía uniendo dos núcleos ligeros para formar un núcleo más pesado. La cantidad de energía liberada por las reacciones de fusión es mayor que la producida por las reacciones de fisión. Sin embargo, se necesitan temperaturas superiores a 10 millones de grados Celsius para iniciar una reacción de fusión. Puesto que ningún material puede soportar temperaturas tan elevadas, es fácil ver el problema de la construcción de un reactor de fusión. La investigación actual se dirige hacia el uso de campos magnéticos como “contenedor” para una reacción de fusión y desencadenar la reacción con láseres.

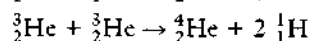
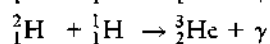
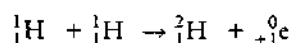
Los reactores de fusión más importantes son las estrellas; el Sol sería el ejemplo más cercano. La energía del Sol proviene de la fusión de núcleos de hidrógeno para formar átomos de helio, como sigue:



Almacén *in situ* de barras de combustible gastadas. (Roger Ressmeyer/Corbis)



La energía del Sol se genera por la fusión de átomos de hidrógeno para formar átomos de helio. (NASA/JPL-Caltech/Corbis)



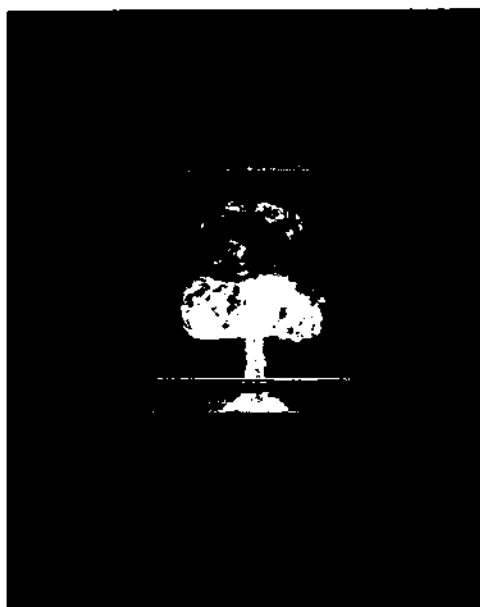
La primera reacción es la fusión de dos núcleos de hidrógeno para formar el isótopo deuterio de hidrógeno y un positrón (${}^0_1\text{e}^+$). Un positrón es una partícula con propiedades idénticas a un electrón, excepto que la carga es positiva, no negativa. El segundo paso de la reacción es la fusión de un núcleo de deuterio con un núcleo de hidrógeno para formar el isótopo helio-3 y una partícula gamma. La reacción final es la combinación de dos isótopos de helio-3 para formar un isótopo de helio-4 y dos protones.

12.7 Usos militares de los isótopos nucleares

Hoy, los físicos que participamos en la búsqueda del arma más formidable y peligrosa de todos los tiempos... no podemos dejar de advertir una y otra vez: no podemos ni debemos escatimar nuestros esfuerzos para hacer que las naciones del mundo, y especialmente sus gobiernos, sean conscientes del desastre indescriptible que seguramente provocarían a no ser que cambien su actitud unos hacia otros y hacia la tarea de construir el futuro. Ayudamos a crear esta arma nueva para prevenir que los enemigos de la humanidad la logren antes que nosotros. Esto, con la mentalidad de los nazis, habría significado la destrucción inconcebible, y la esclavitud del resto del mundo . . .

—Albert Einstein

Las armas nucleares empezaron a desarrollarse en la Segunda Guerra Mundial como parte del Proyecto Manhattan de alto secreto. Iniciado a petición de Albert Einstein por el temor de que la Alemania nazi trabajara en el despliegue de tales armas, Einstein se opuso después al uso de armas nucleares y advirtió del caos que resultaría si todas las naciones aplicaran programas de armas nucleares. Los alemanes nunca fabricaron un arma nuclear completamente



(Corbis)

operativa y se rindieron antes de que Estados Unidos tuviera listas sus armas nucleares para ser usadas. Sin embargo, Estados Unidos utilizó armas nucleares en Japón para terminar con la guerra en el Pacífico.

La proliferación de las armas nucleares es aún un tema de preocupación internacional que desafía la estabilidad y la paz del mundo. Una razón es que la tecnología usada para producir electricidad en las centrales nucleares se puede usar para producir material para armas nucleares. La existencia de tales instalaciones en países que apoyan a los terroristas internacionales es motivo de preocupación. ¿Podrían los terroristas obtener material radiactivo en el extranjero y llevarlo a Estados Unidos?

El uranio tiene tres isótopos, todos ellos radiactivos: uranio-238 (99,2745%), uranio-235 (0,720%) y uranio-234 (0,0055%). En su composición natural, el uranio no es utilizable para armas nucleares ni centrales nucleares. Sólo el uranio-235 puede producir la reacción de fisión. El uranio natural es procesado para aumentar la concentración de uranio-235 y ser utilizado en las centrales nucleares o en armas nucleares. El uranio resultante se conoce como *uranio enriquecido*, y el grado de enriquecimiento determina su uso. Si el uranio se enriquece con un contenido de un 3% a 5% de uranio-235 se puede emplear en un reactor nuclear. Si la concentración es del 20%, el uranio ya es adecuado para una bomba nuclear en bruto, aunque las modernas usan uranio enriquecido con un contenido del 85% en uranio-235. Obsérvese que la concentración de uranio-235 en una barra de combustible es demasiado baja para soportar una detonación nuclear, y por tanto las centrales eléctricas nucleares nunca producirán bajo ninguna circunstancia una explosión nuclear.

La cantidad de uranio-235 que se necesita para producir una reacción en cadena se llama **masa crítica**. La bomba nuclear básica, ilustrada en la Figura 12.6, funciona por la combinación de dos masas subcríticas de uranio-235 en el momento de la detonación para crear una masa crítica. Al mismo tiempo que las dos masas subcríticas se unen, un emisor de neutrones inicia la fisión de los núcleos de uranio-235. La reacción se acelera sin restricciones, y se

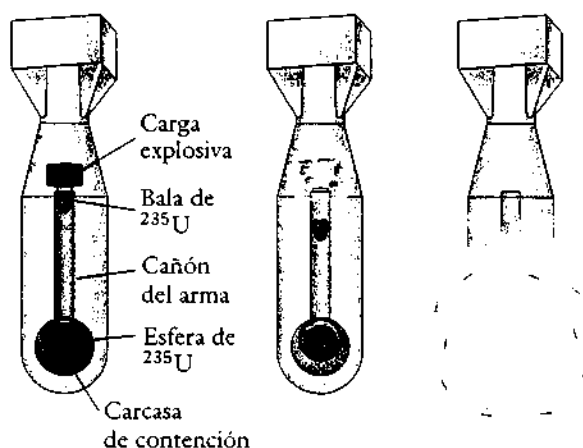
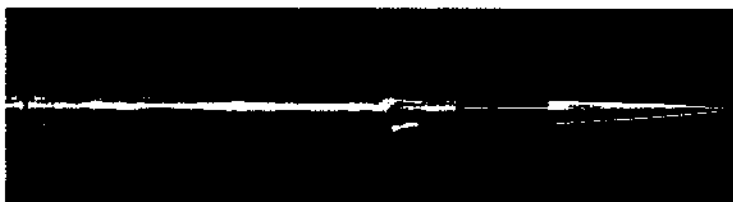


Figura 12.6 Cómo funciona una bomba nuclear. (Adaptado por Howstuffworks.com)

produce una reacción nuclear. La masa real de uranio que se necesita para alcanzar el estado crítico depende del grado de enriquecimiento.

Los misiles para perforar estructuras de acero se fabrican habitualmente con metal de uranio *empobrecido*, que es uranio al que se ha extraído el isótopo uranio-235. El uranio empobrecido tiene una densidad de $19,0 \text{ g/cm}^3$, mucho mayor que la del acero ($7,85 \text{ g/cm}^3$). Esta densidad elevada es significativa porque permite al uranio empobrecido penetrar fácilmente en una carrocería de acero cuando se usa un proyectil antitanque. El uranio empobrecido se usa también como blindaje para hacer algunos tanques resistentes a los misiles antitanque con uranio empobrecido.

Hay alguna controversia sobre la utilización de uranio empobrecido, porque el metal uranio, ahora principalmente uranio-238, aún es un emisor radiactivo de partículas alfa. Recuérdese que las partículas alfa producen niveles elevados de ionización, pero tienen un poder de penetración bajo. Un emisor alfa es más peligroso cuando puede entrar en el cuerpo de una persona. Cuando un proyectil de uranio empobrecido impacta en un vehículo blindado perfora un agujero en el blanco, pero se vaporiza en el proceso. El mayor riesgo personal estaría cerca de un campo de batalla en el cual se utilizara una gran cantidad de uranio empobrecido, porque el uranio empobrecido se puede respirar con el aire y el polvo.



Proyectil antitanque estándar de 30 mm con cabezal de uranio empobrecido. (Reuters/Corbis)

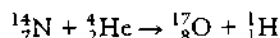
Objetivo de aprendizaje

Determinar el isótopo formado durante una reacción de transmutación nuclear.

12.8 Transmutaciones nucleares

En una reacción de **transmutación** nuclear, un isótopo estable se convierte en un elemento diferente o isótopo mediante una reacción nuclear. Ernest

Rutherford llevó a cabo el primer experimento de transmutación nuclear en 1919, cuando utilizó partículas alfa emitidas por una fuente radiactiva para bombardear una muestra de nitrógeno-14. Los dos núcleos se fusionaron y formaron un átomo de oxígeno-17 más un átomo de hidrógeno, como se muestra abajo.



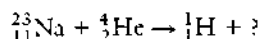
La creación de ambos isótopos, uno estable y otro radiactivo, también conocidos como **radioisótopos**, mediante reacciones de transmutación, es ahora un procedimiento común para fabricar los isótopos usados en medicina para el diagnóstico y el tratamiento de diversas enfermedades. Los hospitales importantes tienen la capacidad para crear radioisótopos y usarlos directamente en sus instalaciones. ¿Se puede utilizar la misma tecnología empleada en los hospitales de todo el mundo para crear el material necesario para una bomba sucia? Se necesita más información sobre la química nuclear antes de poder contestar a esta pregunta.

Ejemplo resuelto 5

Ajustar la reacción que ocurre cuando se bombardea sodio-23 con partículas alfa para producir un protón (${}^1_1\text{H}$) y otro isótopo. Identificar el otro isótopo formado.

SOLUCIÓN

Paso 1. Escribir la ecuación:



Paso 2. Determinar el número másico del elemento desconocido:

$$23 + 4 = 1 + \underline{26}$$

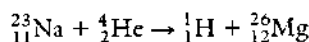
Paso 3. Determinar el número atómico del elemento desconocido:

$$11 + 2 = 1 + \underline{12}$$

Paso 4. Determinar el elemento desconocido con el número atómico:

$$12 = \text{magnesio (Mg)}.$$

Paso 5. Escribir la ecuación ajustada:



Práctica 12.5

Ajustar las siguientes reacciones de transmutaciones nucleares:

- (a) Flúor-19 bombardeado con neutrones para producir una partícula alfa y otro radioisótopo.
- (b) Uranio-238 bombardeado con neutrones para producir una partícula beta y otro radioisótopo.

RESPUESTA

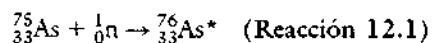
- (a) ${}^{16}_7\text{N}$ (b) ${}^{239}_{93}\text{Np}$

Análisis de las pruebas | Análisis por activación de neutrones

El análisis por activación de un neutrón (abreviatura inglesa: NAA) es un método experimental basado en las reacciones de transmutación nuclear de una muestra que se coloca dentro de un reactor nuclear y se bombardea con neutrones.

El NAA se ha utilizado para recopilar datos en varios casos forenses interesantes. Los fragmentos de la bala del asesinato del presidente John F. Kennedy el 22 de noviembre de 1963 se analizaron por NAA, igual que las muestras de pelo y uñas de los restos del presidente Zachary Taylor para determinar si pudo haber sido envenenado con arsénico. Una placa de latón supuestamente dejada por Sir Francis Drake en 1579, conmemorando su desembarco en la costa de California, se analizó para ver si era auténtica o una falsificación. Aun cuando las muestras de estos casos tenían una antigüedad de 40 a 425 años, el NAA proporcionó información útil.

El análisis por activación de neutrones se basa en la creación de isótopos de un elemento mediante su bombardeo con neutrones. Un neutrón se combina con el núcleo del átomo de la muestra para crear un isótopo energéticamente excitado, como se muestra en la Reacción 12.1 con el bombardeo del arsénico-75.

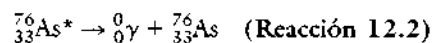


En la Reacción 12.2, el átomo de arsénico energéticamente excitado (arsénico-76) libera un exceso de energía en forma de rayo gamma. Recuerdese que los rayos gamma son fotones (paquetes de luz). La emi-



Presidente John F. Kennedy. (Ted Spiegel/Corbis)

sión de la partícula gamma permite a un científico forense determinar de qué isótopo excitado se trata porque la energía es única para el isótopo que lo generó.



El primer rayo gamma se libera casi instantáneamente, y el detector de rayos gamma debe estar en el reactor nuclear con la muestra. Es habitual que ocurra



Presidente Zachary Taylor. (Bettmann/Corbis)



Sir Francis Drake. (Hulton Archive/Getty Images)

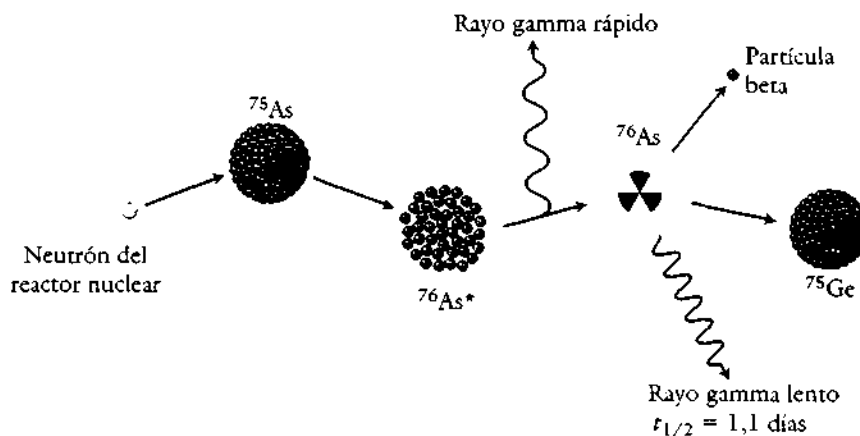
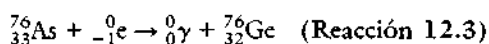


Figura 12.7 Análisis por activación de neutrones. Los átomos se bombardean con neutrones en el centro de un reactor nuclear. Los neutrones se combinarán con el núcleo de un átomo para crear un isótopo energéticamente excitado del mismo elemento. El núcleo excitado se relajará y emitirá un fotón de rayo gamma con una energía única para el elemento de origen. El núcleo relajado aún puede experimentar otra descomposición radiactiva mediante una emisión beta, que está acompañada también por una emisión gamma. (Adaptada de www.missouri.edu/~glascock/naa_over.htm)

una tercera reacción, más lenta, que libere un segundo rayo gamma durante la descomposición beta del núcleo. El proceso de descomposición beta puede tener lugar en cualquier momento, desde minutos hasta horas después, dependiendo de la vida media del nuevo isótopo creado. La vida media del arsénico-76 es de 1,1 días. Por lo tanto, la muestra se puede extraer del reactor nuclear y medir la energía del segundo rayo gamma, como se muestra en la Reacción 12.3.



Esta reacción es una forma de descomposición beta llamada *captura de electrones*, puesto que un electrón fuera del núcleo se combina con un protón para formar un neutrón.

Los fragmentos de bala recogidos del asesinato del presidente Kennedy se analizaron por NAA para determinar la cantidad de impurezas de plata y antimonio en los fragmentos de plomo. Cantidades de impurezas con valores cercanos indicarían que los fragmentos *podrían* ser de la misma bala. Si la cantidad de trazas de impurezas se desviara mucho sugeriría que los fragmentos muy probablemente provendrían de balas diferentes, suponiendo que las impurezas se distribuyen homogéneamente dentro de la bala.

Los críticos del Informe de la Comisión Warren del asesinato han cuestionado el número de balas que se dispararon al presidente Kennedy y sostienen que había un segundo tirador implicado. Los resultados del NAA mostraron que aquel día se dispararon dos balas al coche presidencial; no hubo pruebas para apoyar la existencia de una tercera bala. Este análisis no contradice el Informe de la Comisión Warren, que indicó que se dispararon *sólo* dos balas al presidente Kennedy. Los resultados experimentales del NAA se resumen en la Tabla 12.3. Cuando se examinan los resultados, hay que recordar que la distribución de las trazas metálicas dentro de la bala de plomo variará levemente si provienen de la misma bala, pero diferirán enormemente si son de diferentes fuentes.

¿Fue el presidente Zachary Taylor asesinado por envenenamiento con arsénico? Algunos historiadores creyeron que los síntomas de la enfermedad del presidente Taylor coincidían con el envenenamiento por arsénico. En 1991, los descendientes del presidente Taylor acordaron permitir que se exhumara su cadáver para tomar muestras y realizar el NAA en el Laboratorio Nacional de Oak Ridge. Las muestras probaron que el presidente Taylor no tenía arsénico en su cuerpo más allá de los niveles naturales.

Análisis de las pruebas | Análisis por activación de neutrones (continuación)

Tabla 12.3 Resultados del análisis por activación de neutrones en los fragmentos de bala.

| Muestra | Descripción | Plata
ppm | Antimonio
ppm | Conclusión |
|---------|--|---------------|------------------|------------|
| Q1 | Bala de la camilla del gobernador Connally | $8,8 \pm 0,5$ | 833 ± 9 | Bala N° 1 |
| Q9 | Muñeca del gobernador Connally | $9,8 \pm 0,5$ | 797 ± 7 | |
| Q2 | Fragmento grande recuperado del coche | $8,1 \pm 0,6$ | 602 ± 4 | Bala N° 2 |
| Q4 | Fragmento del cráneo de JFK | $7,9 \pm 0,3$ | 621 ± 4 | |
| Q14 | Fragmento pequeño recuperado del coche | $8,2 \pm 0,4$ | 642 ± 6 | |

Guinn, Vincent P. "JFK Assassination: Bullet Analyses", *Analytical Chemistry*, vol. 51, pp. 484A-493A, 1979.

The World Encompassed, publicado en 1628, describe una placa que Sir Francis Drake dejó supuestamente en la costa de California para conmemorar su desembarco en 1579. Debido a que la placa nunca se localizó, el tema es de interés para muchos historiadores. Cuando se descubrió, en 1936, se convirtió pronto en el hallazgo arqueológico más significativo en la historia de California. Sin embargo, en 1977 se probó de forma concluyente que la placa era una falsificación fabricada en la misma época de su descubrimiento.

El NAA del latón, llevado a cabo por el Laboratorio Nacional de Berkeley, reveló una gran pureza de la aleación de metal y una composición elemental que no habrían sido posibles usando la tecnología de 1579. La placa encontrada fue una broma de un grupo de historiadores. Antes de que tuvieran la ocasión de revelar la broma, un amigo y una víctima involuntaria habían declarado en público la autenticidad de la placa, y sobrevino una histeria en los medios de comunicación. Los autores de la broma decidieron evitar la humillación pública de su amigo y colega, y no dijeron nada.

Ejemplo resuelto 6

¿El NAA prueba que el presidente Taylor murió por causas naturales? Explicar la respuesta.

SOLUCIÓN No, los resultados del NAA simplemente prueban que el presidente Taylor no murió envenenado con arsénico. Pudo morir por otra sustancia venenosa que no se detectó con el procedimiento de NAA.

Práctica 12.6

¿En el caso del asesinato de Kennedy, prueba el NAA definitivamente que sólo se dispararon dos tiros al presidente? Explicar la respuesta.

RESPUESTA

La prueba sugiere que se dispararon dos balas al presidente Kennedy. Se elimina la posibilidad de que sólo se disparara una bala. Si se disparó una tercera bala, ésta tenía una composición elemental idéntica a una de las otras balas, o nunca fue recuperada y analizada.

12.9 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:

¿Un delincuente convertido en terrorista?

Recordemos del planteamiento de nuestro caso en estudio que una bomba sucia, o artefacto de dispersión radiológica, está hecha con explosivos convencionales a los que se han añadido materiales radiactivos. El gobierno de Estados Unidos ha priorizado un gran acuerdo de atención sobre la posibilidad de que una célula terrorista pueda obtener y detonar una bomba sucia. Es importante saber que cuando se detona una bomba sucia no se produce una explosión nuclear, pero las sustancias radiactivas se dispersan ampliamente con la explosión, con lo cual muchos individuos pueden quedar expuestos a ellas.

¿Qué propósitos puede tener una organización terrorista para explotar una bomba sucia? ¿Cuáles serían los efectos reales de tal detonación? Los agentes del gobierno deben estudiar estos temas para desarrollar planes de respuesta en caso de emergencia. A continuación se presenta un resumen de las preguntas que se deben formular si se produjera un atentado con una bomba sucia.

Cuestiones sobre una bomba sucia

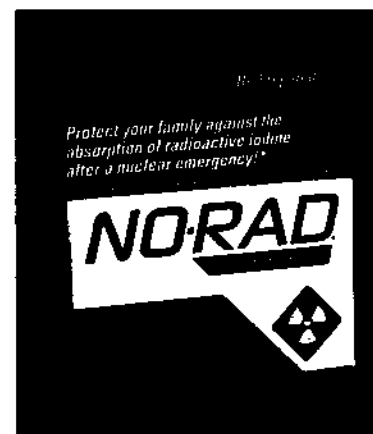
- ¿Qué tipo de material radiactivo se utilizó y de dónde se obtuvo?
- ¿Cuáles son las consecuencias y la destrucción de la explosión?
- ¿Cuál es el riesgo de exposición de las primeras personas que acuden a la escena del atentado?
- ¿Cómo responderá el público a la explosión?
- ¿Cómo se descontaminarán las áreas y se evacuará a la gente?
- ¿Cuál será el alcance del daño económico?

Según todas las estimaciones, las muertes iniciales de la detonación de una bomba sucia serán relativamente pocas, sobre todo en comparación con el impacto de un arma nuclear. Las bajas se pueden cifrar en centenares. El tipo de material radiactivo contenido en la bomba sería de gran importancia en la determinación de los peligros de la escena. Por ejemplo, la mayoría de los radioisótopos médicos no presentarán el tipo de contaminación a largo plazo que resultaría si se usaran radioisótopos de uranio de un reactor nuclear. Los riesgos estimados han mostrado que los primeros actuantes en la escena, que no estarían enterados de la naturaleza radiactiva de la explosión, muy probablemente no se expondrían a niveles de radiación peligrosos para la vida. La cantidad y el tipo de materiales radiactivos que se podrían usar no presentarían un peligro inminente después de la detonación.

Aun cuando una bomba sucia probablemente no está creada para producir un gran número de bajas, sí puede causar el caos de otras maneras. Un arma psicológicamente potente podría desmoralizar y agotar los recursos de los ciudadanos que deberían ocuparse de una descontaminación a gran escala y de la evacuación de una región de su comunidad. La Comisión de Regulación Nuclear de Estados Unidos se refiere a una bomba sucia como un "arma de destrucción masiva". Los terroristas indudablemente esperan que la primera respuesta pública, cuando las noticias anuncien la detonación de una bomba radiactiva, sea pánico y caos masivo.

Los terroristas probablemente elegirían un blanco que causara perjuicios económicos o hiciera inhabitable una zona de importancia real o simbólica. Imagínense que la Casa Blanca, el Capitolio o el distrito financiero de Wall Street tuvieran que evacuarse para ser descontaminados. Los costes de la limpieza y descontaminación podrían aumentar rápidamente, en especial porque muchos isótopos radiactivos se absorberían de forma permanente en el cemento o el asfalto, requiriendo la eliminación total de esos materiales.

En los planes y preparativos de las agencias de los gobiernos estatales y federal para responder a un atentado con una bomba sucia se recomienda la compra y el almacenamiento de **pastillas contra la radiación**. Sin embargo, es importante entender las limitaciones de estas pastillas. La pastilla contra la radiación es simplemente una dosis de yoduro de potasio que sirve para proteger la glándula tiroides, y sólo dicha glándula, de la absorción del yodo radiactivo ($^{131}_{53}\text{I}$). La glándula tiroides sirve como regulador de las funciones corporales y del crecimiento, y por eso se desea su protección.



Pastillas contra la radiación utilizadas para proteger la glándula tiroides del yodo-131 radiactivo. (Leonard Lessin/Photo Researchers, Inc.)

El yodo-131 tiene una vida media de 8,0 días. Por lo tanto, es dudoso que los terroristas usaran yodo-131 en una bomba sucia, puesto que se transformaría en isótopos estables antes de usarla o enseguida tras utilizarla. El único peligro real de la exposición al yodo-131 viene de dos fuentes: lluvia radiactiva de la explosión de una bomba nuclear y fallo catastrófico en una central eléctrica nuclear. Si sucediera cualquiera de estos dos sucesos, estarían presentes incontables isótopos radiactivos, tales como el yodo-131, y no hay pastillas para contrarrestar los otros isótopos. En Polonia se usó el yoduro de potasio tras el desastre de Chernobyl, cuando se liberó en la atmósfera una gran cantidad de yodo-131. Las pastillas demostraron ser un método seguro y eficaz para proteger la glándula tiroides hasta que el yodo radiactivo se descompuso de forma natural.

Si José Padilla hubiera tenido la capacidad para crear y detonar una bomba sucia, habría asestado un golpe costoso en la economía de Estados Unidos. Mientras los abogados defensores y la Casa Blanca debaten la legalidad de su detención, el lector debería ser capaz de comprender mejor por qué el gobierno decidió detenerlo. Con esto no se sugiere que se deba o no estar de acuerdo con las acciones del gobierno federal, ni se pretende debatir la constitucionalidad de la detención de José Padilla.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- El descubrimiento de la radiactividad por Henri Becquerel y el posterior desarrollo de la aplicación de la química nuclear por Marie Curie crearon un mundo nuevo en el cual los radioisótopos han curado una cantidad incontable de personas enfermas, proporcionaron a los aliados la victoria en la Segunda Guerra Mundial y han generado electricidad para millones de hogares.
- La radiactividad de un isótopo depende de la relación de protones y neutrones en el núcleo de los átomos. Los átomos que están fuera del cinturón de estabilidad intentan ajustar la relación liberando una o más de las tres formas principales de radiación: las partículas alfa, las partículas beta y los rayos gamma.
- Las partículas alfa consisten en dos protones y dos neutrones, y son idénticas al núcleo del helio. Las partículas beta son un electrón energético producido cuando un neutrón se convierte en un protón dentro del núcleo. Los rayos gamma son fotones de elevada energía que se emiten desde el núcleo en un estado de alta energía.
- El peligro de la radiación depende de dos aspectos: el poder de la radiación para penetrar en la materia y el poder de ionización de la radiación. El poder de ionización es la capacidad de ionizar la materia que atraviesa la radiación. Las partículas alfa tienen el mayor poder de ionización, pero el menor poder de penetración. Los rayos gamma están en el otro extremo: requieren varios centímetros de plomo para ser absorbidos, pero tienen el menor poder de ionización. Las propiedades de las partículas beta están entre las de las partículas alfa y los rayos gamma.
- Ajustar una ecuación nuclear se basa en la ley de la conservación de la masa. Se debe conservar la masa total de los protones y neutrones de cada lado de la ecuación, pero la identidad de los elementos cambia.
- La reacción de fisión del uranio-235 proporciona el combustible tanto para armas nucleares como para centrales eléctricas nucleares, aunque el combustible en una central eléctrica no se puede detonar como una bomba nuclear. Las centrales eléctricas nucleares generan electricidad usando el calor de la reacción de fisión para convertir el agua en vapor y accionar una turbina de vapor tradicional.
- Los peligros de la energía atómica están en la vida media extremadamente larga de los productos residuales, que necesitan almacenarse indefinidamente. Los residuos producidos por la mayoría de los isótopos médicos no suponen en general un problema de largo almacenamiento debido a su vida media relativamente corta.
- Un artefacto de dispersión radiactiva, o bomba sucia, se fabrica para infligir daños económicos y psicológicos más que muertes en masa.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|--|-------------------------------------|----------------------------|--|
| Artefacto de dispersión radiactiva, p. 357 | Partícula alfa (α), p. 361 | Fisión, p. 370 | Radioisótopo, p. 375 |
| Fosforescencia, p. 358 | Poder de ionización, p. 361 | Reacción en cadena, p. 370 | Análisis por activación de neutrones (NAA), p. 376 |
| Radiactividad, p. 358 | Poder de penetración, p. 361 | Fusión, p. 370, 371 | Pastillas contra la radiación, p. 379 |
| Radiación de fondo, p. 359 | Partícula beta (β), p. 361 | Barra de control, p. 370 | |
| Cinturón de estabilidad, p. 360 | Rayos gamma (γ), p. 362 | Masa crítica, p. 373 | |
| | | Transmutación, p. 374 | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

Lecturas, recursos y referencias adicionales

- Curie, Eve. *Madame Curie*, New York: Doubleday, 1939.
- Guinn, Vincent P. "JFK Assassination: Bullet Analyses", *Analytical Chemistry* **51**, 1979: 484A-493A.
- Para más información sobre la captura y detención de José Padilla, buscar cualquier agencia de noticias importante, por ejemplo:
archives.cnn.com/2002/US/06/10/dirty.bomb.suspect/index.html
archives.cnn.com/2002/LAW/10/12/padilla.detention/index.html
www.cnn.com/2003/LAW/01/29/padilla.hearing/index.html
www.cnn.com/2004/LAW/03/18/padilla/index.html
www.cnn.com/2005/LAW/11/22/padilla.case/index.html
www.cnn.com/2006/LAW/01/12/padilla.plea.ap/index.html
- Para más información sobre la placa de Drake:
www.lbl.gov/Publications/Currents/Archive/Mar-07-2003.html#Drake
- Un artículo sobre ciencia forense nuclear:
www.llnl.gov/str/March05/Hutcheon.html
- U.S. Environmental Protection Agency, *A Citizen's Guide to Radon: The Guide to Protecting Yourself and Your Family From Radon*, Washington D.C.: U.S. Environmental Protection Agency, 2005.
www.epa.gov/radon/pubs/citguide.html
- Para información sobre los productos de consumo que contienen radioisótopos: www.orau.org/ptp/collection/consumer%20products/consumer.htm.
- Para la utilización de las vidas medias en antropología forense: news.bbc.co.uk/2/hi/science/nature/3632770.stm
- Para más información sobre el análisis por activación de neutrones y los casos mencionados:
www.ornl.gov/info/ornlreview/rev27-12/text/ansside6.html
- Se puede encontrar una lista de los radioisótopos médicos que se utilizan habitualmente en la sección de tablas del Merck Index.

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

- Comentar la hipótesis original de Henri Becquerel sobre la fosforescencia y de qué modo, usando el método científico, la desmintió. (12.1)
- ¿Qué es la fosforescencia? (12.1)
- ¿Cómo hubiera cambiado la historia si Becquerel hubiera usado un mineral diferente que no contuviera uranio? (12.1)
- ¿Hubría cambiado significativamente la historia si Becquerel hubiera tenido un tiempo soleado en el transcurso de sus experimentos? (12.1)
- Explicar el papel del neutrón en el núcleo. (12.2)
- Explicar por qué algunos isótopos son estables y otros son radiactivos. (12.2)
- ¿Qué ocurre con el número total de neutrones y protones de un núcleo durante la descomposición alfa, beta y gamma? (12.2)

8. ¿Qué ocurre a la carga total de un núcleo durante la descomposición alfa, beta y gamma? (12.2)
 9. ¿Qué partícula de la descomposición radiactiva tiene el mayor poder de ionización? ¿Cuál tiene el menor poder de ionización? (12.2)
 10. ¿Qué partícula de la descomposición radiactiva tiene el mayor poder de penetración? ¿Cuál tiene el menor poder de penetración? (12.2)
 11. ¿Qué partícula de la descomposición radiactiva plantea el mayor riesgo si está dentro del cuerpo? ¿Por qué? (12.2)
 12. ¿Qué partícula de la descomposición radiactiva plantea el mayor riesgo si está fuera del cuerpo? ¿Por qué? (12.2)
 13. Explicar cómo se aplica la conservación del número total de neutrones y protones para ajustar ecuaciones nucleares. (12.3)
 14. ¿Qué es la reacción de transmutación nuclear y en que difiere de la descomposición radiactiva? (12.8)
 15. Una ventaja del análisis por activación de neutrones es que no destruye la muestra que está siendo analizada. ¿Por qué se desea esto en los análisis forenses de las pruebas? (AP)
 16. ¿Qué limitación tiene el uso general del análisis por activación de neutrones? (AP)
 17. Dibujar una central eléctrica nuclear y describir cómo generan electricidad los sistemas independientes de intercambio de calor. (12.6)
 18. ¿Qué es el uranio empobrecido y para qué se utiliza? ¿Cómo se utiliza el uranio enriquecido después de obtenerse del uranio natural? (12.7)
 19. ¿En qué difiere una reacción de fisión de una reacción de fusión? ¿Cuál es la más deseada para generar electricidad y por qué? (12.6)
 20. ¿Cuáles son las limitaciones de la creación de un reactor de fusión? (12.6)
 21. Describir cómo ocurre una reacción nuclear en cadena. Incluir un esquema del U-235 experimentando una reacción en cadena. ¿Cuál es el papel de las barras de control en una central eléctrica nuclear en cuanto a una reacción en cadena? (12.6)
 22. Describir dos usos militares de los radioisótopos. (12.7)
 23. ¿Cuáles son las características deseadas de los radioisótopos en los diagnósticos médicos? ¿Y para el tratamiento del cáncer? (12.5)
 24. Debido a que las muertes en masa por una explosión de un artefacto de dispersión radiactiva son altamente improbables, ¿cuáles son los verdaderos objetivos de una organización terrorista para usar estas bombas? ¿Cuáles son los temas científicos que deberían plantearse en caso de un atentado de este tipo? (12.9)
 25. Históricamente, las pruebas de la tecnología de las armas nucleares consistieron en detonaciones sobre el suelo, subacuáticas y subterráneas. ¿Por qué las pruebas subterráneas de armas nucleares se consideran más seguras? (PC)
- Problemas**
26. Escribir una ecuación ajustada para los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.3)
 - (a) Uranio-238 experimentando una descomposición alfa.
 - (b) Carbono-14 experimentando una descomposición beta.
 - (c) Kriptón-85 experimentando una descomposición beta.
 - (d) Radón-222 experimentando una descomposición alfa.
 27. Escribir una ecuación ajustada para los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.3)
 - (a) Yodo-131 experimentando una descomposición beta.
 - (b) Francio-220 experimentando una descomposición alfa.
 - (c) Cobalto-60 experimentando una descomposición beta.
 - (d) Radio-226 experimentando una descomposición alfa.
 28. Proporcionar la información que falta para ajustar los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.3)
 - (a) ${}_{92}^{233}\text{U} \rightarrow \text{_____} + {}_{90}^{229}\text{Th}$
 - (b) ${}_{55}^{137}\text{Cs} \rightarrow \beta + \text{_____}$
 - (c) ${}_{90}^{232}\text{Th} \rightarrow {}_2^4\text{He} + \text{_____}$
 - (d) ${}_{19}^{42}\text{K} \rightarrow \text{_____} + {}_{20}^{42}\text{Ca}$
 29. Proporcionar la información que falta para ajustar los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.3)
 - (a) ${}_{79}^{198}\text{Au} \rightarrow \text{_____} + {}_{80}^{198}\text{Hg}$
 - (b) ${}_{94}^{239}\text{Pu} \rightarrow \alpha + \text{_____}$
 - (c) ${}_1^3\text{H} \rightarrow {}_{-1}^0\text{e} + \text{_____}$
 - (d) ${}_{92}^{235}\text{U} \rightarrow {}_2^4\text{He} + \text{_____}$
 30. Proporcionar la información que falta para ajustar los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.8)

- (a) ${}^{14}_7\text{N} + \text{_____} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$
 (b) ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^4_2\text{He} \rightarrow 3{}_0^1\text{n} + \text{_____}$
 (c) $\text{_____} + {}^{239}_{94}\text{Pu} \rightarrow {}^{243}_{96}\text{Cm}$
 (d) ${}^{238}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow \text{_____} + {}^0_{-1}\text{e}$
31. Proporcionar la información que falta para ajustar los siguientes sistemas de descomposición radiactiva. (12.8)
- (a) ${}^{57}_{27}\text{Co} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow \text{_____} + \gamma$
 (b) ${}^{59}_{27}\text{Co} + {}^1_0\text{n} \rightarrow \text{_____} + \gamma$
 (c) $\text{_____} + {}^{111}_{49}\text{In} \rightarrow {}^{111}_{50}\text{Sn}$
 (d) ${}^{32}_{16}\text{S} + {}^4_2\text{He} \rightarrow \text{_____}$

Problemas de química forense

32. Un método sugerido para marcar explosivos consiste en el uso de cantidades variables de isótopos de elementos raros. ¿Por qué no se deberían usar estos radioisótopos? (PC)
33. El análisis por activación de neutrones de una muestra de pelo se puede usar para determinar los antecedentes de una persona consumidora de droga. Explicar cómo el análisis de una muestra de pelo proporciona datos sobre una persona que se drogó seis meses antes. (PC)
34. Si el análisis de los restos de un esqueleto muestra que el plomo-210 ha experimentado una reducción de 2,5 veces su vida media, ¿qué antigüedad tiene el esqueleto? (12.4)
35. Si el análisis de los restos de un esqueleto muestra que el polonio-210 ha experimentado una reducción de 5,25 veces su vida media, ¿qué antigüedad tiene el esqueleto? (12.4)

Problema de caso en estudio

36. Mark Hofmann era un falsificador experto que vendió centenares de documentos falsos. Es conocido por timar a la Iglesia Mormona vendiendo muchos escritos falsos de su historia. Cuando su red de mentiras se empezó a desenmarañar, Hofmann recurrió al asesinato para cubrir sus delitos, matando a dos individuos en dos incidentes distintos. Una de sus últimas ventas fue a la Biblioteca del Congreso: la única copia conocida del Juramento de Freeman, un juramento de lealtad tomado por los colonos originales de Massachusetts. Al datar el documento con carbono-14 se verificó su edad, y la tinta del papel, a pesar de ser moderno. ¿Cómo pudo hacerse? (PC)

CAPÍTULO 13

Venenos

CASO EN ESTUDIO:

Justicia para unas suegras

- 13.1 Introducción al equilibrio
- 13.2 Equilibrio dinámico
- 13.3 Valores de la constante de equilibrio
- 13.4 Principio de Le Chatelier
- 13.5 Solubilidad de equilibrio
- 13.6 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Justicia para unas suegras



Las madres de Randy Thompson y Glenn Turner sospecharon que las muertes de sus hijos eran algo más que un trágico accidente, y que Julia Turner, fotografiada arriba, podía ser responsable. (Ric Feld/AP Photo)



CASO EN ESTUDIO: Justicia para unas suegras

Nita Thompson tuvo que hacer lo que un padre o madre más teme: enterrar a uno de sus hijos. Su hijo Randy murió de forma repentina e inesperada a la edad de 32 años. Aunque Randy tenía un trabajo peligroso como bombero en el Cuerpo de Bomberos del Condado de Forsyth, en Georgia, su muerte no estuvo relacionada con el trabajo. El 20 de enero de 2001 tuvo que ir al Servicio de Urgencias, con náuseas intensas y vómitos. Después de recibir fluidos intravenosos y medicación para las náuseas, Randy volvió a su casa. El 22 de enero le encontraron muerto. Debido a que el médico que le examinó dictaminó la causa de la muerte como un paro cardíaco, y natural la forma de la muerte, no se inició ninguna investigación.

Kathy Turner había experimentado una tragedia similar seis años antes, con la muerte de su hijo de 31 años. Glenn Turner había trabajado como agente de policía en el Departamento de Policía de Georgia, pero su muerte tampoco estuvo relacionada con el trabajo. Él fue a Urgencias el 2 de marzo de 1995, con náuseas intensas y vómitos, recibió fluidos intravenosos y medicación para las

náuseas, y volvió a su casa. Al día siguiente le encontraron muerto. En su caso, como en el de Randy Thompson, el médico dictaminó la causa de la muerte como un paro cardíaco, y natural la forma de la muerte. Por consiguiente, tampoco se inició ninguna investigación.

Kathy Turner y Nita Thompson compartían más que los mismos eventos trágicos en relación a las muertes de sus hijos. Ambas tenían conexiones familiares a través de Julia Lynn Turner. Julia había sido la mujer de Glenn Turner durante un año, cuando comenzó a tener una aventura con Randy Thompson. Su infeliz matrimonio con Glenn había llegado al divorcio en la primavera de 1995, cuando Glenn murió, dejando a Julia más de 150.000 dólares de un seguro de vida. A los cuatro días de la muerte de Glenn, Julia se fue con Randy. Aunque Randy y Julia nunca se casaron, tuvieron dos hijos. Su relación fue insegura, y después de un tiempo Randy se marchó, pero seguía viendo a Julia y a los niños. Una de las últimas veces que vio a Julia fueron a cenar a un restaurante, poco antes que se pusiera enfermo.

Kathy Turner, la ex suegra de Julia Turner, y Nita Thompson, abuela de los dos hijos de Julia con Randy, se dieron cuenta de que las similitudes en los síntomas y las circunstancias de las muertes de sus hijos se parecían más allá de lo creíble.

Las mujeres sólo podían llegar a una conclusión horrible: sus hijos habían sido asesinados, y ahora necesitaban encontrar pruebas. . .

13.1 Introducción al equilibrio

Alle Dinge sind Gift, und nichts ist ohne Gift.

Allein die Dosis macht, dass ein Ding kein Gift ist.

Todas las cosas son veneno, y nada hay sin veneno.

Sólo la dosis determina que algo no es veneno.

—Paracelso (1493-1541)

Un **veneno** se define como cualquier compuesto que lesione o dañe un organismo vivo. Como sugirió Paracelso, todas las cosas tienen el potencial de ser venenosas, sólo la dosis dictamina si un compuesto es veneno o no. El término **compuesto tóxico** se usó para indicar que una sustancia es peligrosa incluso en cantidades pequeñas.

Muchos venenos actúan interfiriendo en las funciones normales de una célula de un organismo, de manera que la célula muere. Los venenos pueden estar en forma de elementos puros (mercurio), compuestos inorgánicos (monóxido de carbono) o compuestos orgánicos (estricnina). El término **toxina** se refiere generalmente a una sustancia venenosa natural producida por un organismo vivo.



Objetivo de aprendizaje

Describir el equilibrio químico y mostrar cómo se relaciona con el envenenamiento.

Ejemplo resuelto 1

¿Puede una persona sufrir un envenenamiento por agua?

SOLUCIÓN Sí. Si se consumen cantidades excesivas de agua, puede actuar como un veneno al interrumpir gravemente el equilibrio de los electrolitos en el cuerpo. Hay informes que indican que varios estudiantes universitarios en los últimos años han muerto por incidentes poco claros relacionados con beber cantidades excesivas de agua.

Práctica 13.1

El hierro es un elemento común que se incluye en muchas vitaminas que se venden sin receta. ¿Son los suplementos de hierro un compuesto tóxico? Buscar en la web de los Centros de Control de Enfermedades (CDC), en www.cdc.gov, la información respecto a la seguridad de los suplementos de hierro.

RESPUESTA

Como otras sustancias que normalmente son benignas cuando se ingieren en las dosis recomendadas, los suplementos de hierro son sanos para los adultos. Sin embargo, el hierro puede ser mortal para los niños.

[Fantasma:] Con un frasco de esencia ponzoñosa
y vertió en los portales de mi oído
el tósigo ulcerante, cuyo efecto
a la sangre del hombre es tan hostil
que al punto recorre como azogue
las venas y conductos corporales
y con súbito poder cuaja y coagula,
como gotas de ácido en la leche,
la sangre más fluida y saludable. Lo hizo con la mía;

—*Hamlet*, Acto I, Escena 5, William Shakespeare

William Shakespeare utilizó varios métodos de envenenamiento en el argumento de *Hamlet*. El fantasma del padre de Hamlet revela que vertieron veneno en su oído; la madre de Hamlet muere por beber vino envenenado; y el mismo Hamlet muere durante un duelo al ser pinchado con la punta envenenada de una espada. Como se ilustra en la obra, el modo en que un individuo se expone a un veneno es un factor crucial en los peligros que presenta el compuesto.

Algunos venenos son extremadamente peligrosos por inhalación, pero en contacto con la piel no son particularmente nocivos. Otros venenos pueden tener varias vías de exposición y entrada. Si se descubre un veneno durante una autopsia, el médico forense intentará determinar cómo ha entrado en el sistema de la víctima; esta información puede ayudar a los investigadores a determinar si el caso es un homicidio o una muerte accidental.

Cuando se introduce un veneno en el cuerpo humano (vía inhalación, contacto físico o ingestión) pasa al sistema circulatorio y se transporta por todo el cuerpo. La capacidad de que el compuesto tóxico pase de la sangre a las células de los tejidos depende en gran medida de si se une o no a la albúmina, una de las principales proteínas plasmáticas de la sangre. Cuando un compuesto tóxico se une a la albúmina ya no puede entrar en las células e in-



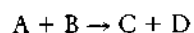
La proteína albúmina se muestra como una estructura helicoidal para ayudar a visualizar la forma tridimensional total en vez de cada átomo individual.

terrumpir su actividad. Sin embargo, los compuestos se diferencian en su grado de unión a la albúmina. El veneno no unido está disponible para las células y puede interrumpir la función celular. Determinar la relación entre las cantidades de sustancia unida y no unida requiere un entendimiento del *equilibrio químico*.

De hecho, la familiaridad con *cualquier* reacción química requiere un conocimiento verdadero del **equilibrio químico**. Este tema reunirá conceptos de capítulos anteriores tales como estequiometría, reactivos limitantes, reactivos en exceso, cinética, catálisis, teoría de la colisión y energía de activación.

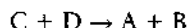
Si cree que lo necesita, sería conveniente revisar estos conceptos antes de leer los contenidos acerca del equilibrio.

Una idea falsa común sobre las reacciones químicas es que los reactivos se transforman completamente en productos. Esta noción se transmite por la descripción simplificada de las reacciones químicas, en la cual se usa una sola flecha ($\rightarrow$) para indicar que tiene lugar una reacción. La flecha de la reacción se traduce como “para formar”, sin ningún calificativo. En realidad, la mayoría de los reactivos no reaccionan completamente para formar los productos, incluso aunque haya cantidades suficientes de reactivos y en las proporciones molares exactas que se necesitan para completar la reacción. Se debe considerar la posibilidad de que los productos de la reacción puedan reaccionar juntos para volver a formar los reactivos. Considerar la siguiente reacción general:



Recordar de la Sección 11.2 los requisitos para una reacción química de acuerdo con la teoría de la colisión: las colisiones moleculares con suficiente

energía y orientación tendrán éxito. Ya que habrá colisiones acertadas entre los productos, también puede ocurrir la reacción inversa para formar los reactivos:



En vez de escribir dos ecuaciones para cada reacción, se usa una anotación de doble flecha par representar ambas reacciones:

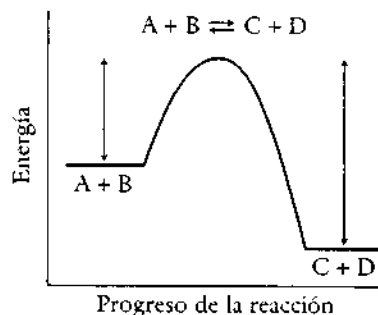
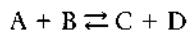


Figura 13.1 Barrera de la energía de activación. La energía requerida por la reacción directa ($A + B \rightarrow C + D$) es mucho menor que la energía requerida para la reacción inversa ($C + D \rightarrow A + B$).

Si la reacción inversa de C y D rehace los reactivos A y B, ¿puede acabar alguna vez la reacción? Tan pronto como se forman A y B, pueden reaccionar de nuevo para formar los productos C y D. Para entender la extensión en que tienen lugar las reacciones directa e inversa, y lo que significa que una reacción se ha “acabado”, necesitamos tener un mayor conocimiento de la teoría de la colisión.

La magnitud de ambas reacciones, directa e inversa, se controla por las restricciones de la teoría de la colisión y especialmente de la barrera de energía de activación. Consideremos el progreso de la reacción en relación con la energía de activación, como se muestra en la Figura 13.1.

La reacción directa está limitada para aquellas moléculas que tienen suficiente energía para superar la barrera de energía de activación, ilustrada por la flecha azul en la Figura 13.1. La reacción inversa ocurre en menor grado porque su energía de activación, ilustrada por la flecha verde, es mucho mayor que la de la reacción directa.

13.2 Equilibrio dinámico

Una reacción química está en equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. En estas circunstancias, para cada conjunto de reactivos que forman productos, un conjunto de productos experimentará una reacción inversa para volver a formar reactivos. El diagrama de energía de la Figura 13.1 se podría malinterpretar fácilmente como que la velocidad de la reacción directa será siempre mayor que la velocidad de la reacción inversa debido a las diferencias en la energía de activación. Recuerdese, sin embargo, que la energía de activación no es el único factor que influye en la reacción; la frecuencia de las colisiones y la orientación de las moléculas son también importantes.

Cuando los compuestos A y B reaccionan primero, como se muestra en la Figura 13.2a, no tiene lugar una reacción inversa. Cuando se forman los compuestos C y D, en principio están bastante lejos y raramente colisionan, según se ilustra en la Figura 13.2b. Debido a que los compuestos A y B están presentes en concentraciones elevadas al principio de la reacción, la reacción directa ocurre rápidamente. A medida que la reacción continúa, las concentraciones de A y B disminuyen, produciéndose menos colisiones entre A y B y una menor velocidad en la reacción directa. Simultáneamente, las concentraciones de C y D aumentan, causando más colisiones entre C y D y una elevada velocidad en la reacción inversa, como se muestra en la Figura 13.2c.

Objetivo de aprendizaje

Explicar cómo se establece el equilibrio dinámico y el efecto de añadir un catalizador.

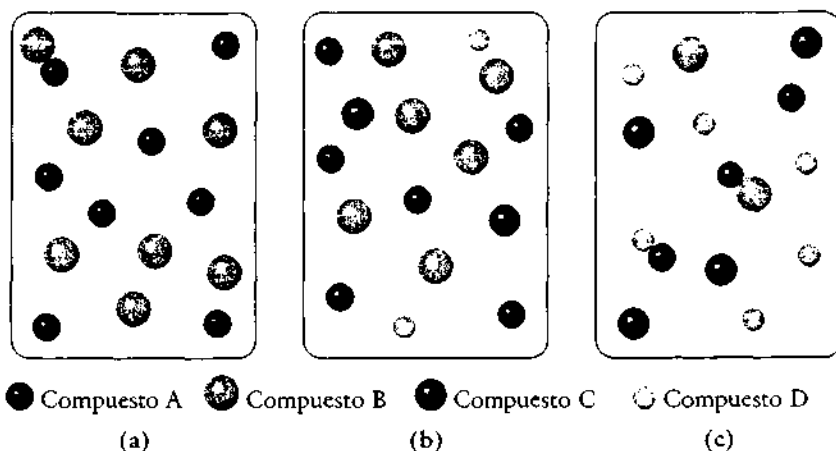


Figura 13.2 Establecimiento del equilibrio para $A + B \rightleftharpoons C + D$. (a) Al principio de la reacción sólo es posible la reacción directa porque únicamente colisionan los compuestos A y B. (b) Mientras progresa la reacción, el número de colisiones entre los compuestos A y B disminuye porque sus concentraciones son menores. El número de colisiones entre los compuestos C y D aumenta porque ahora los dos están presentes en la disolución. (c) Cuando la reacción alcanza el equilibrio, el número de colisiones con éxito entre los reactivos en la reacción directa es igual al número de colisiones con éxito entre los productos de la reacción inversa.

La Figura 13.3 ilustra los cambios en las velocidades de la reacción hasta el punto en que se establece el equilibrio. La línea azul indica la velocidad de la reacción directa, y la línea verde representa la velocidad de la reacción inversa. En el equilibrio, tanto la reacción directa como la inversa ocurren a la misma velocidad, y las concentraciones de los reactivos y de los productos no cambian durante un cierto tiempo. A menudo nos referimos a esto como *equilibrio dinámico* porque las reacciones continúan, pero no producen ningún cambio total en las concentraciones de los reactivos y de los productos. Es importante observar que aunque las concentraciones no estén cambiando ello no significa que sean iguales en el equilibrio.

La Figura 13.4 muestra un perfil de concentraciones para la reacción genérica

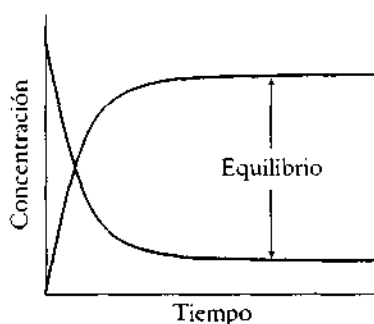
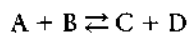


Figura 13.4 Perfil de la concentración de equilibrio. A medida que la reacción progresa, la concentración de los reactivos (azul) disminuye y la concentración de los productos (verde) aumenta. El equilibrio se establece cuando las concentraciones de los reactivos y de los productos llegan a ser constantes. Obsérvese que tanto la reacción directa como la inversa ocurren a la misma velocidad.

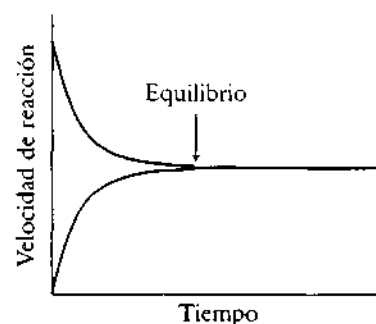
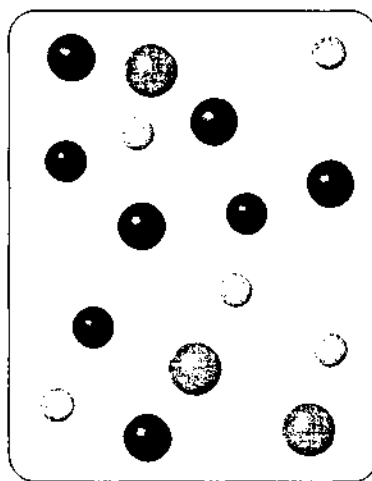


Figura 13.3 Cambios de velocidad en los sistemas en equilibrio. La velocidad de la reacción directa (azul) disminuye a medida que se consumen las moléculas de los reactivos, y ocurren menos colisiones. La velocidad de la reacción inversa (verde) aumenta a medida que la reacción progresa, porque la reacción aumenta la concentración de las moléculas de producto. El equilibrio se establece cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.

El perfil de concentraciones difiere de los gráficos cinéticos mostrados en la Figura 13.3 porque las concentraciones llegan a ser constantes, pero no iguales unas a otras. En la Figura 13.4 se observa que la concentración final de los reactivos (en azul) es menor que la concentración final de los productos (en verde). Pero éste no es siempre el caso, porque algunas reacciones no producen una cantidad significativa de productos.

Ejemplo resuelto 2

¿El siguiente esquema de un recipiente de reacción representa una reacción en equilibrio, dado que el reactor de la Figura 13.2c representa la misma reacción en equilibrio? Explicar la respuesta.



SOLUCIÓN Este sistema no está en equilibrio como el de la Figura 13.2c. La concentración de los reactivos en este reactor es mayor, y la concentración de los productos es menor, que en el reactor de la Figura 13.2c.

Práctica 13.2

Dibujar un recipiente de reacción que está en equilibrio como se muestra en la Figura 13.2c.

RESPUESTA

El reactor debería tener seis unidades de cada compuesto C y D, y dos unidades de cada compuesto A y B.

La presencia de un catalizador en una reacción aumenta su velocidad al proporcionar una vía alternativa que disminuye la energía de activación requerida por los reactivos. ¿Cómo afectará esto al equilibrio? La Figura 13.5 es un diagrama de energía para una reacción, con la vía de la reacción catalizada indicada en rojo. Obsérvese que el catalizador disminuye la energía de activación requerida tanto para la reacción directa como para la reacción inversa. Por lo tanto, un catalizador aumenta la velocidad de cada reacción y se alcanza la condición de equilibrio más rápido.

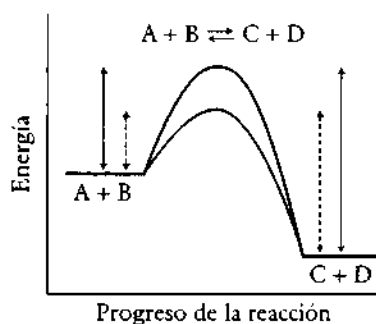
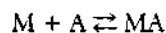


Figura 13.5 Vía de una reacción catalizada. Un catalizador aumenta la velocidad de una reacción porque la barrera de energía de activación disminuye, lo que permite un mayor número de colisiones con éxito. Obsérvese que en la reacción catalizada (rojo) disminuye la barrera de energía de activación para ambas reacciones, tanto para la directa como para la inversa.

13.3 | Valores de la constante de equilibrio

Cuando un veneno entra en el sistema circulatorio se encuentra con la albúmina, la mayor proteína plasmática. Como ya hemos comentado anteriormente, muchos compuestos reaccionarán y se unirán con las moléculas de albúmina. El tiempo que un compuesto venenoso permanece en el cuerpo depende de lo fuerte que esté unido a la albúmina. Un compuesto que esté débilmente unido podrá entrar en las células y hacer daño más fácilmente, pero también es eliminado más rápido por los riñones, el hígado o el aparato digestivo. Si el veneno está más fuertemente unido a la albúmina, tendrá una vida media más larga en el cuerpo.

Considerar la unión de un metal tóxico (M) con la albúmina (A) para formar un producto metal-albúmina (MA) por la reacción:



Cuando la reacción ha alcanzado el equilibrio, la velocidad a la cual el metal se combina con la albúmina para formar el producto metal-albúmina es igual a la velocidad con que el producto metal-albúmina (MA) se disocia para formar el metal libre (M) y la albúmina (A). ¿Pero cuáles son las concentraciones de las sustancias cuando se alcanza el equilibrio? Si las fuerzas de unión entre el metal y la albúmina son fuertes, el producto metal-albúmina será el componente principal en el equilibrio y estará presente muy poca cantidad de metal libre. Sin embargo, si las fuerzas de unión son débiles habrá más metal libre. La **constante de equilibrio** (K) es la concentración de los productos en el equilibrio elevada a sus coeficientes estequiométricos, dividida por la concentración de los reactivos en el equilibrio elevada a sus coeficientes estequiométricos. Para el ejemplo del metal-albúmina, la constante de equilibrio es

$$K = \frac{[MA]^1}{[M]^1[A]^1} = \frac{[MA]}{[M][A]}$$

El valor numérico de la constante de equilibrio para una reacción química es siempre el mismo, mientras la temperatura se mantenga constante. La concentración real de los reactivos y de los productos puede variar bajo diferentes condiciones, pero la proporción es siempre la misma. La constante de equilibrio se llama también *constante de estabilidad*, *constante de asociación* o *constante de complexación*, especialmente cuando se trata de toxinas.

La magnitud de la constante de equilibrio proporciona información sobre las cantidades relativas de reactivos y productos que se encuentran en una di-

Objetivo de aprendizaje

Determinar las concentraciones de reactivos y de productos usando la constante de equilibrio.

solución en equilibrio. Considerar la siguiente ecuación simbólica para la constante de equilibrio:

$$K = \frac{[\text{Producto C}] [\text{Producto D}]}{[\text{Reactivo A}] [\text{Reactivo B}]}$$

Si se tienen concentraciones elevadas de productos y concentraciones bajas de reactivos,

$$\frac{[\text{número grande}]}{[\text{número pequeño}]} = \text{número muy grande} \Rightarrow \text{la mayoría de los productos estará en disolución}$$

Si se tienen concentraciones bajas de productos y concentraciones elevadas de reactivos,

$$\frac{[\text{número pequeño}]}{[\text{número grande}]} = \text{número muy pequeño} \Rightarrow \text{la mayoría de los reactivos estará en disolución}$$

Por lo tanto, una constante de equilibrio grande indica que una disolución contiene principalmente productos, y una constante de equilibrio pequeña indica que hay muchos reactivos presentes en la disolución.

La Tabla 13.1 muestra las constantes de complejación del ion mercurio(II) (Hg^{2+}), una toxina que puede ser mortal si se ingiere. El ion mercurio(II) se une a los aminoácidos metionina y cisteína que se encuentran en las moléculas de proteína, tales como la albúmina. El Hg^{2+} forma un enlace fuerte con el átomo de azufre localizado en la molécula de metionina. La constante de equilibrio de $3,2 \times 10^6$ indica que en el equilibrio predomina la forma complejada del ion. El enlace del Hg^{2+} con el átomo de azufre en la cisteína es incluso más fuerte, como se refleja en la constante de equilibrio de $1,6 \times 10^{14}$, ¡que es 50 millones de veces mayor! Las estructuras para la cisteína

Tabla 13.1 Constantes de equilibrio para Hg^{2+} complejado.

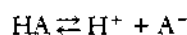
| | | |
|-------------|--|----------------------|
| Metionina | $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{S} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $ | $3,2 \times 10^6$ |
| Cisteína | $ \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 \\ \\ \text{SH} \end{array} $ | $1,6 \times 10^{14}$ |
| Dimercaprol | $ \begin{array}{ccccc} \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 \\ & & & & \\ \text{SH} & & \text{SH} & & \text{OH} \end{array} $ | $5,0 \times 10^{25}$ |

y la metionina se muestran en la Tabla 13.1, y es evidente que el ion mercurio(II) tiende a unirse más fuertemente con el grupo R—SH de la cisteína que con el grupo R—S—R de la metionina.

El último compuesto mostrado en la Tabla 13.1, el dimercaprol, es un antídoto para el envenenamiento por mercurio porque aprovecha la afinidad del ion mercurio(II) por el grupo funcional —SH. El dimercaprol se puede usar también para el tratamiento del envenenamiento por metales pesados diferentes del mercurio. De hecho, el dimercaprol se conoce también como BAL, siglas de *British Anti-Lewisite*, porque fue el antídoto desarrollado en la Primera Guerra Mundial para combatir la guerra química con el agente *Lewisite*, un compuesto a base de arsénico. La constante de complexación del ion mercurio(II) con el grupo —SH de la cisteína es extremadamente grande, lo que indica que en el equilibrio hay muy poca cantidad de ion mercurio(II) libre. El antídoto dimercaprol aprovecha la ventaja de la fuerte unión entre los metales tóxicos y el grupo funcional —SH por tener dos grupos —SH dentro de la misma molécula. Ambos grupos —SH pueden interaccionar con el ion metálico sencillo, dando una constante de complexación extremadamente grande.

Ejemplo resuelto 3

Los ácidos débiles están en equilibrio con el ion hidrógeno y el correspondiente anión de acuerdo con la reacción:



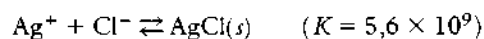
¿Cuál de los siguientes compuestos ácidos débiles tiene el valor de pH más ácido?

| Ácido débil | Fórmula | Constante de equilibrio |
|--------------------|-----------------------------------|-------------------------|
| Ácido fluorhídrico | HF | $7,1 \times 10^{-4}$ |
| Ácido acético | $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ | $1,8 \times 10^{-5}$ |

SOLUCIÓN El valor de pH más ácido corresponderá a la constante de equilibrio que más favorece el lado de los productos de la reacción ($\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$). Debido a que el ácido fluorhídrico tiene una constante de equilibrio mayor que el ácido acético, el ácido fluorhídrico tendrá el valor de pH más ácido.

Práctica 13.3

Una disolución acuosa de nitrato de plata se puede pulverizar sobre una huella dactilar para ponerla de manifiesto al reaccionar con los iones cloruro de la huella dactilar, formando así AgCl sólido. La huella dactilar precipitada se expone entonces a radiación ultravioleta para descomponer el AgCl en plata elemental, que aparece como un polvo negro. Usando la siguiente información, explicar por qué la plata es una buena elección para esta aplicación.



RESPUESTA

El ion plata reacciona con el ion cloruro para precipitar cloruro de plata. El valor tan alto de la constante de equilibrio indica que en el equilibrio hay

principalmente productos y muy pequeñas cantidades de reactivos. Esto es beneficioso para descubrir huellas dactilares porque sería poco útil un reactivo que no formase un compuesto estable.

13.4 Principio de Le Chatelier

Objetivo de aprendizaje

Aplicar el principio de Le Chatelier para los reactantes y los productos.

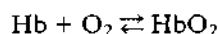


Henry Louis Le Chatelier (1850-1936).
(Roger Viollet/Getty Images)

El monóxido de carbono, un gas insípido, inodoro e incoloro, se produce por la combustión incompleta de los combustibles. Se encuentra en los tubos de escape de los automóviles, en los hornos o estufas de aceite con mal funcionamiento, y en los fuegos poco ventilados dentro de un edificio. El monóxido de carbono es también un veneno mortal cuando se inhala. Pero si el envenenamiento por monóxido de carbono se trata a tiempo, se puede eliminar del cuerpo.

Para entender el mecanismo del envenenamiento por monóxido de carbono, primero se deben conocer algunos hechos sobre las bases químicas de la respiración y cómo los factores externos pueden influir en los sistemas de equilibrio del cuerpo.

La proteína hemoglobina (abreviada Hb), que se encuentra en los glóbulos rojos, es la encargada de transportar el gas oxígeno de los pulmones a los tejidos a través del cuerpo. La reacción de equilibrio entre la hemoglobina, el gas oxígeno y la oxihemoglobina (HbO_2) es



En la Figura 13.6 se ilustra el sistema respiratorio, destacando los lugares donde se altera el equilibrio Hb-HbO₂. En los pulmones, la hemoglobina reacciona con el gas oxígeno para formar HbO₂ en los alvéolos, que son sacos de aire microscópicos donde se intercambian los gases (dióxido de carbono y oxígeno). La sangre es bombeada por el corazón a través del cuerpo hasta las extremidades. Mientras la sangre circula, está en equilibrio una pequeña cantidad de O₂ libre con HbO₂ unido. Este oxígeno libre está disponible para ser utilizado por las células y se obtiene de la sangre cuando se necesita.

¿Cómo afecta la eliminación del oxígeno libre de la sangre al equilibrio global de la hemoglobina, el oxígeno y la oxihemoglobina? Cuando se elimina el oxígeno, el sistema ya no está en equilibrio porque han cambiado las concentraciones. La respuesta a este cambio se resume con una norma general llamada **principio de Le Chatelier**, que establece:

Quando un sistema en equilibrio se altera, el sistema se modificará de tal manera que contrarrestará el cambio y restablecerá el estado de equilibrio.

En la Tabla 13.2 se ofrece un resumen de los efectos de los cambios de concentración de reactivo(s) o producto(s). En el sistema hemoglobina-oxígeno antes comentado, la respuesta a la eliminación de O₂ es producir más O₂ para sustituir la cantidad consumida por las células. El sistema oxígeno-hemoglobina reemplaza el oxígeno que se elimina por las células aumentando la velocidad de la reacción inversa. La producción de O₂ en la reacción inversa continuará hasta que se restablezcan las condiciones de equilibrio.

El proceso de suministro de más oxígeno a la sangre por ajuste de las velocidades de las reacciones se repite mientras el O₂ nuevamente liberado es captado por las células de los tejidos. Finalmente la hemoglobina no puede suministrar más O₂, y esta hemoglobina desoxigenada vuelve a los pulmones.

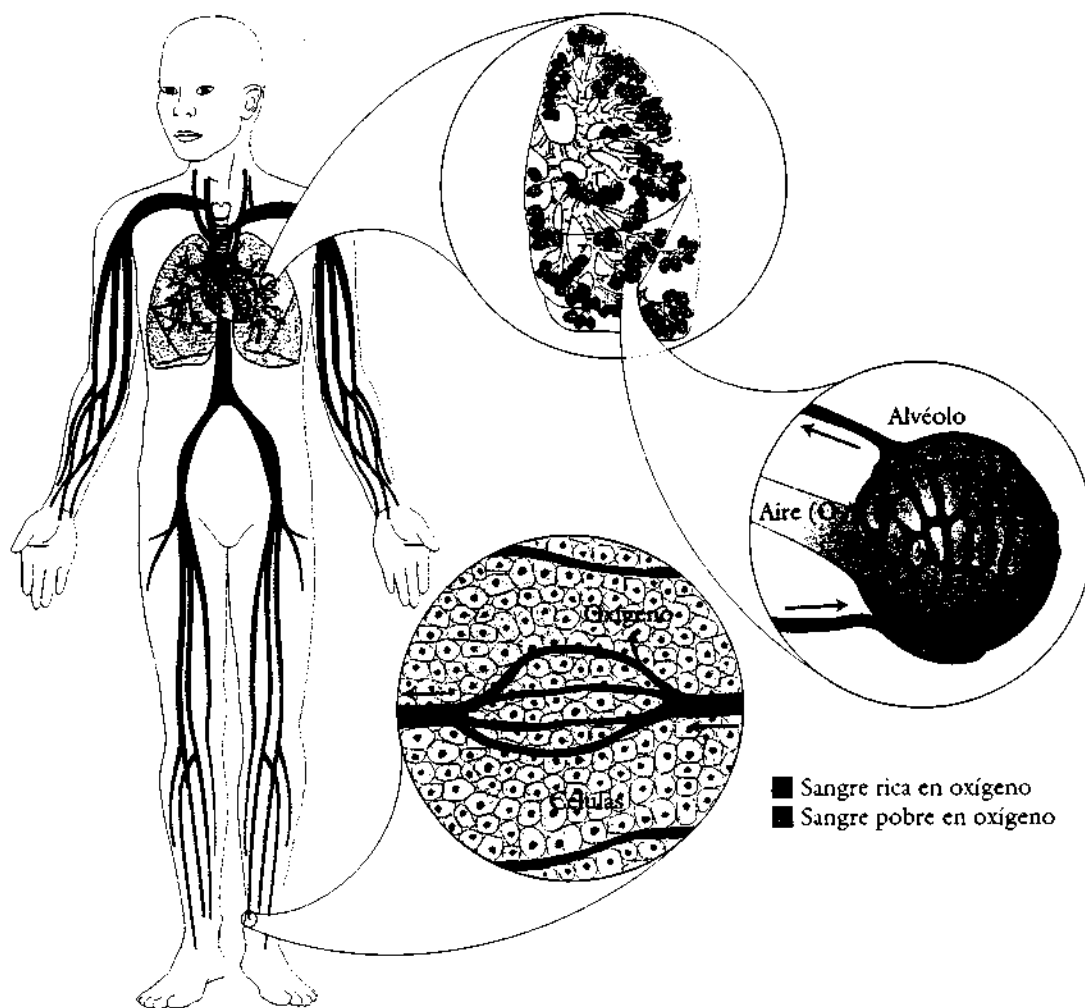


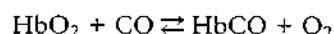
Figura 13.6 El sistema respiratorio. El transporte de oxígeno a través del cuerpo está regulado por el sistema de equilibrio $\text{Hb} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{HbO}_2$. La hemoglobina de la sangre entra en los pulmones y pasa a través de los alvéolos, que son pequeños sacos de aire en los pulmones que proporcionan una gran superficie para que el oxígeno pase a la circulación sanguínea y pueda unirse a la hemoglobina. La elevada concentración de O_2 modifica el equilibrio para producir una gran cantidad de HbO_2 . Mientras la hemoglobina oxigenada pasa por el cuerpo, el oxígeno no unido es eliminado por las células. Cuando se elimina un reactivo, el equilibrio se modifica para contrarrestar este cambio, liberando oxígeno adicional. Cuando se agota el oxígeno de la hemoglobina, ésta vuelve a los pulmones para recargarse.

Tabla 13.2 Principio de Le Chatelier aplicado.

| Acción | Respuesta a la acción | Cambio en la constante de equilibrio |
|---|--|--------------------------------------|
| Aumenta la concentración del reactivo | Modifica el equilibrio a la derecha:
consume reactivos, produce productos | No |
| Disminuye la concentración del reactivo | Modifica el equilibrio hacia la izquierda:
consume productos, produce reactivos | No |
| Aumenta la concentración del producto | Modifica el equilibrio hacia la izquierda:
consume productos, produce reactivos | No |
| Disminuye la concentración del producto | Modifica el equilibrio a la derecha:
consume reactivos, produce productos | No |

Cuando alcanza los capilares de los alvéolos, la hemoglobina se expone a una elevada concentración de O_2 . De acuerdo con el principio de Le Chatelier, la exposición a una elevada concentración de un reactivo conducirá a la reacción directa a producir la HbO_2 unida, y así se vuelve a suministrar a la sangre como fuente de oxígeno y empieza de nuevo el proceso. Un hecho importante a recordar es que aunque la concentración de los reactivos y de los productos ha cambiado cuando se restablece el equilibrio, la proporción de la concentración de los productos respecto a los reactivos no ha cambiado.

Cuando una persona se expone al monóxido de carbono, el equilibrio hemoglobina-oxígeno se modifica porque el monóxido de carbono forma un enlace más fuerte con la hemoglobina que el oxígeno. La reacción, que favorece la producción de los productos, es



Una vez el monóxido de carbono se ha unido a la hemoglobina para formar carboxihemoglobina ($HbCO$), la hemoglobina ya no puede transportar más oxígeno a los tejidos. Además, la hemoglobina no libera monóxido de carbono en los pulmones para ser exhalado, como hace con el dióxido de carbono.

El tratamiento para el envenenamiento por monóxido de carbono se basa en el principio de Le Chatelier. El producto no deseado es la carboxihemoglobina, y la sustancia deseada es la oxihemoglobina. Para modificar el equilibrio a favor de la producción de oxihemoglobina se suministra un exceso de oxígeno al sistema. En caso de poca exposición al monóxido de carbono se puede llevar a la persona a un lugar con aire fresco, que contenga aproximadamente un 21% de gas oxígeno, o colocarle una mascarilla que le suministre oxígeno puro. En casos graves de exposición al monóxido de carbono se suele usar una cámara hiperbárica de oxígeno, como se muestra en la Figura 13.7. Una cámara hiperbárica es una cámara presurizada llena de gas oxígeno puro. La presión del oxígeno puro fuerza al equilibrio a modificarse hacia el lado izquierdo, favoreciendo la producción de oxihemoglobina y minimizando la de carboxihemoglobina.

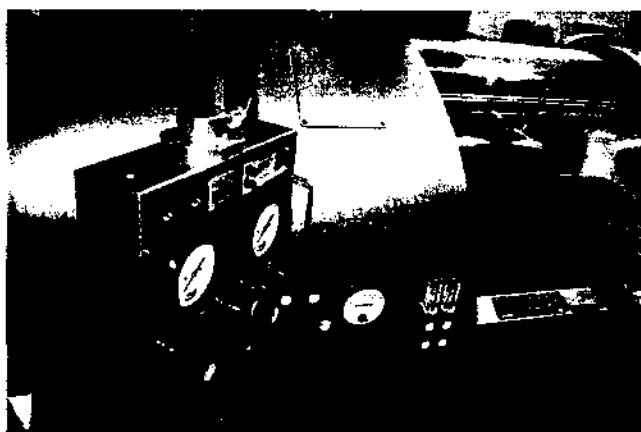


Figura 13.7 Cámara hiperbárica de oxígeno. Se utiliza para proporcionar oxígeno gas a una elevada presión a las víctimas de envenenamiento por monóxido de carbono. La gran cantidad de oxígeno fuerza la unión entre la hemoglobina y el monóxido de carbono para liberar el monóxido de carbono y poder unirse con el oxígeno. (Kike Calvo/V & W/The Image Works)

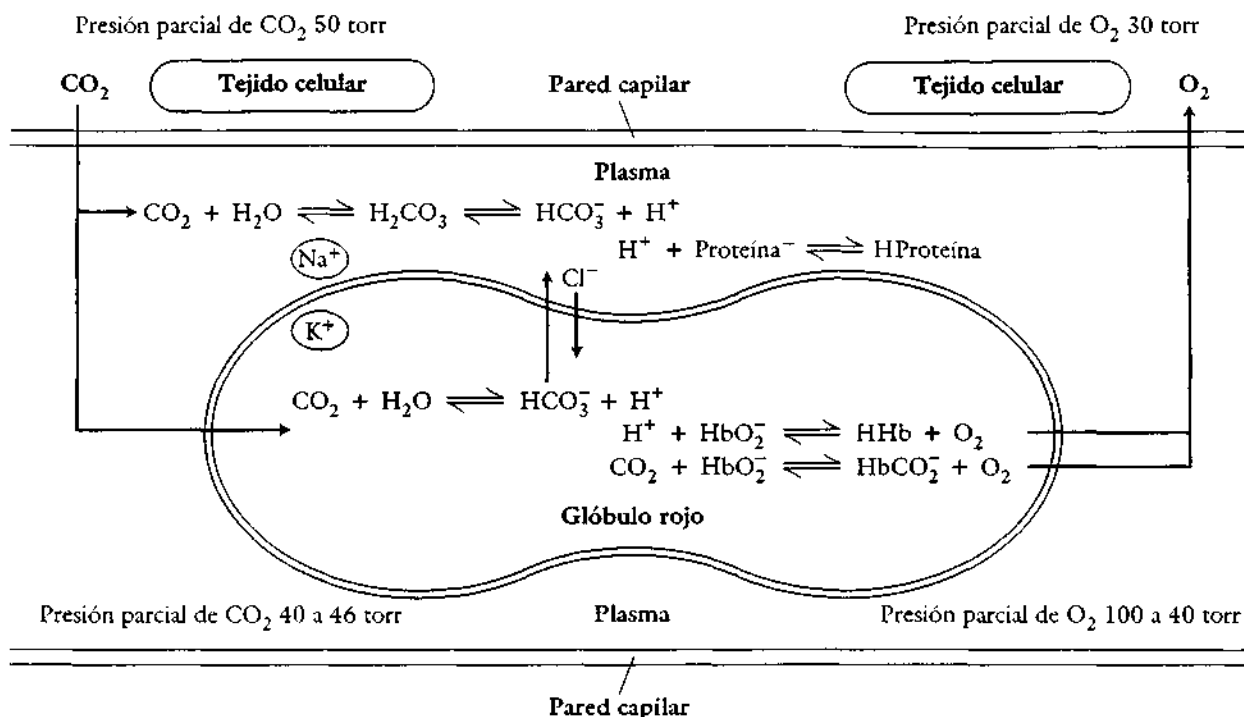


Figura 13.8 Sistemas en equilibrio de la respiración.

Lo comentado hasta ahora sobre el equilibrio hemoglobina-oxígeno se puede simplificar enormemente omitiendo el papel del transporte de dióxido de carbono a través del cuerpo. Cuando la hemoglobina transporta el oxígeno a las células se lleva de regreso a los pulmones el dióxido de carbono, un producto de desecho de las células, para ser exhalado. El equilibrio dióxido de carbono-hemoglobina está influenciado por otro sistema que implica al ácido carbónico y al ion bicarbonato. La Figura 13.8 ilustra todos los procesos de equilibrio que participan en la respiración normal.

Ejemplo resuelto 4

¿Qué ocurrirá con el pH de la sangre si una persona se expone a niveles elevados de dióxido de carbono?

SOLUCIÓN De acuerdo con las reacciones en equilibrio mostradas en la Figura 13.8, aumentando el dióxido de carbono (CO_2) se modificará la posición del equilibrio a favor de la producción de ácido carbónico (H_2CO_3). El aumento de la cantidad de ácido carbónico modifica el segundo equilibrio, la disociación del ácido carbónico, hacia el lado de los productos, aumentando la concentración de los iones hidrógeno (H^+). El incremento de la concentración de H^+ corresponde a un descenso en el pH.

Práctica 13.4

¿Qué efecto tendrá la respiración con una mayor concentración de dióxido de carbono en la capacidad de la hemoglobina para llevar el oxígeno?

RESPUESTA

El aumento en la concentración de dióxido de carbono puede tener diferentes efectos. Cuando la hemoglobina desoxigenada alcanza los pulmones, lleva dióxido de carbono. La elevada concentración de dióxido de carbono en los pulmones resulta en una menor cantidad liberada desde la hemoglobina. También la cantidad de oxígeno en el pulmón será menor de lo normal, y se formará menos oxihemoglobina. El resultado es un descenso en la capacidad de la hemoglobina para transportar oxígeno.

13.5 Solubilidad de equilibrio

Objetivo de aprendizaje

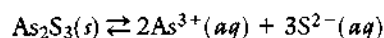
Ampliar el concepto de equilibrio para el arsénico en las aguas subterráneas.

El arsénico, un veneno habitual a lo largo de la historia, se convirtió en extremadamente popular en los años 1500 e incluso hoy día sigue relacionándose con envenenamientos criminales. Las muertes del Papa Pío III y el Papa Clemente IV, así como las de muchos nobles europeos, están relacionadas con el envenenamiento por arsénico. Una razón de la popularidad del veneno es que una dosis mortal de arsénico, suministrada en aproximadamente 200 miligramos de óxido de arsénico(III) (As_2O_3), es inodora e insípida; otra razón es que, hasta los años 1960, el arsénico era muy fácil de obtener en venenos comerciales usados para hormigas y ratas, así como en herbicidas. La función del arsénico como veneno es la formación de un fuerte enlace con el grupo funcional SH de las enzimas en las células, interrumpiendo el metabolismo celular normal.

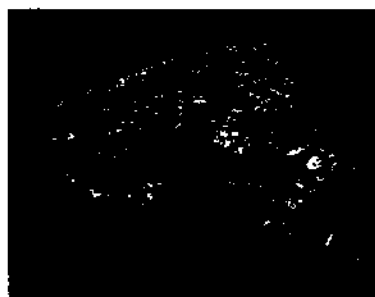
El arsénico se presenta en la naturaleza en los minerales realgar (AsS), orpimenta (As_2S_3) y arsenopirita (FeAsS), por nombrar algunos. Estas fuentes naturales de arsénico han sido una causa de inquietud como posible fuente de envenenamiento involuntario. El Servicio Geológico de Estados Unidos ha estado supervisando la cantidad de arsénico encontrada en las aguas subterráneas. Las concentraciones de arsénico mostradas en la Figura 13.9 son de muestras tomadas directamente de pozos sin tratamientos previos.

El nivel EPA recomendado para el arsénico en el agua no debe exceder de $10 \mu\text{g/L}$. Para la gente que vive en una región con niveles elevados de arsénico en el agua subterránea lo más aconsejable es no beber agua sin tratar. El arsénico se puede eliminar en instalaciones para el tratamiento de aguas hasta un nivel seguro. Y es importante hacerlo porque incluso el agua en una zona con niveles de arsénico bajos no es necesariamente buena para beber. Sólo los análisis de una muestra de agua, acompañados de un certificado de laboratorio, pueden proporcionar información sobre la calidad de las aguas subterráneas que se están usando directamente sin tratamiento previo.

¿Cómo puede haber arsénico en el agua subterránea? El arsénico contenido en los minerales está en equilibrio con sus iones disueltos. Usando el mineral orpimenta (As_2S_3) como ejemplo, la reacción de equilibrio se muestra en la siguiente ecuación:



En equilibrio, los iones arsénico(III) y sulfuro reformarán el mineral orpimenta sólido a la misma velocidad con que la orpimenta se disuelve. La magnitud de la constante de equilibrio es extremadamente pequeña, de modo que se disuelve muy poco arsénico en las aguas subterráneas. De todos modos, los peligros del arsénico son suficientemente grandes para que se deba supervisar la cantidad presente. Si una disolución contiene una gran cantidad de iones arsénico(III) libres, la adición del ion sulfuro provocará la precipi-



Una posible fuente accidental de envenenamiento por arsénico es la presencia natural de minerales con arsénico en contacto con el agua usada para el consumo humano. El mineral fotografiado es el realgar (AsS). (Maurice Nimmo/Frank Lane Picture Agency/Corbis)

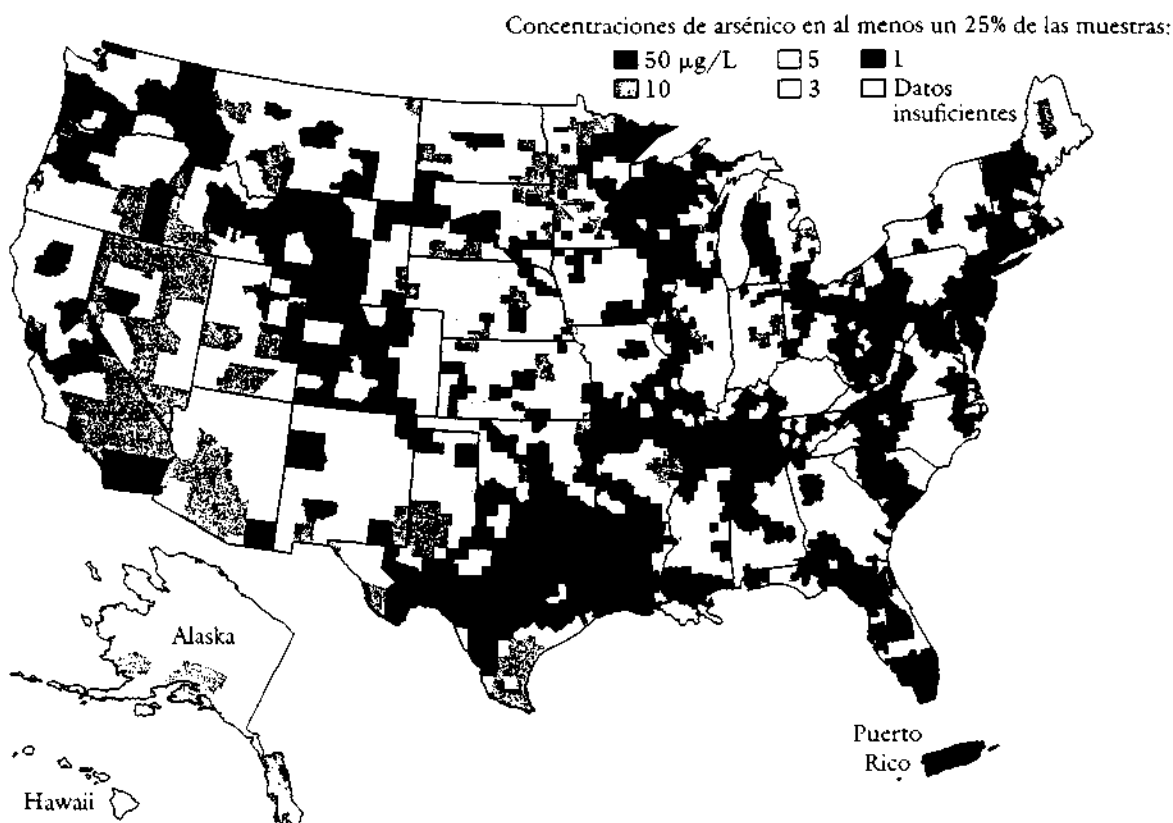


Figura 13.9 Mapa del Servicio Geológico de Estados Unidos con el arsénico encontrado en las aguas subterráneas. (water.usgs.gov/nawqa/trace/arsenic)

tación del compuesto insoluble As_2S_3 . Las reacciones de equilibrio de los minerales de arsénico son realmente más complicadas que las descritas arriba, porque otros iones presentes en la disolución tienen un efecto directo en la solubilidad del mineral.



13.6 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Justicia para unas suegras

Nita Thompson y Kathy Turner pensaron que las similitudes en las muertes de sus hijos eran altamente sospechosas, de modo que acudieron a la policía. Cuando el Dr. Brian Frist, el investigador médico, estudió la similitud entre las muertes de los hombres, reexaminó los resultados de la autopsia de Glenn Turner en 1995 y vio algo que había sido obviado anteriormente: signos de un veneno. También encontró pruebas de veneno en el cuerpo exhumado de Randy Thompson.

El descubrimiento que hizo Frist fue la presencia de cristales pequeños e insolubles de oxalato de calcio (CaC_2O_4) en los riñones de ambos hombres. Estos cristales se forman cuando se ingiere veneno etilenglicol (1,2-etanodiol), el ingrediente principal de los anticongelantes. El cuerpo metaboliza el etilenglicol para formar ácido oxálico, que entonces reacciona con los iones de calcio

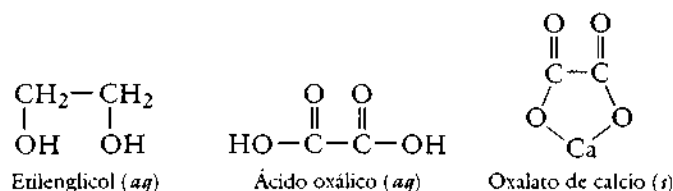
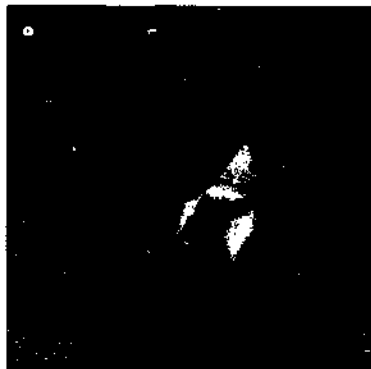


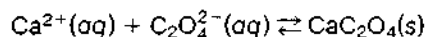
Figura 13.10 Compuestos involucrados en el envenenamiento por etilenglicol.



Se forman cristales de oxalato de calcio en la orina cuando una persona ingiere etilenglicol, el ingrediente activo de los anticongelantes. (Dr. Frederick Skvara/Visuals Unlimited)

en los riñones para formar cristales de oxalato de calcio. En la Figura 13.10 se muestran las estructuras químicas de cada compuesto.

En un caso de envenenamiento por etilenglicol, el oxalato de calcio forma cristales sólidos en los riñones porque su solubilidad es extremadamente baja y precipita de la disolución. La ecuación de equilibrio para esta reacción es



La constante de equilibrio para la solubilidad del oxalato de calcio es $2,3 \times 10^{-9}$, lo que indica que la concentración de los productos (iones en disolución) es muy pequeña.

El tratamiento por envenenamiento con etilenglicol consiste en administrar cantidades relativamente grandes de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$) al individuo que ha ingerido el veneno. La justificación para este procedimiento es que la oxidación del etanol ocurre preferentemente antes que la oxidación del etilenglicol. Cuando está presente un exceso de alcohol, el cuerpo no produce más ácido oxálico y, por lo tanto, no produce más cristales de oxalato de calcio. Este retraso permite que el cuerpo tenga más tiempo para excretar y eliminar el etilenglicol intacto a través del sistema urinario.

En el juicio de Julia Turner por asesinato el fiscal alegó que Julia había puesto anticongelante en la comida de Glenn Turner. La prueba del oxalato de calcio encontrada por el Dr. Frist reforzó el caso contra Julia. El 14 de mayo de 2001, un jurado encontró a Julia culpable de la muerte de Glenn Turner. La sentencia fue de cadena perpetua. A pesar de que la prueba de la muerte de Randy Thompson se usó en el juicio, Julia no fue culpada nunca de su asesinato.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- A pesar de que todos los compuestos pueden ser tóxicos para los organismos vivos, el término *veneno* se reserva normalmente para aquellos que en cantidades relativamente pequeñas ya causan daños. Una toxina es un compuesto venenoso producido por una planta o un animal.
- La capacidad de un veneno para entrar e interrumpir la función normal de las células depende del equilibrio químico del veneno con los compuestos biológicos.
- Un sistema químico alcanza el equilibrio cuando la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa. En un estado de equilibrio, los reactivos forman productos a la misma velocidad que los productos generan reactivos.
- Una reacción en equilibrio parece estar parada, pero en realidad la reacción continúa con las concentraciones de los productos y los reactivos permaneciendo constantes.
- La proporción de las concentraciones de los productos respecto a las concentraciones de los reactivos en un sistema en equilibrio se indica por la constante de equilibrio. Un valor muy grande de la constante de equi-

brio significa que, en equilibrio, la concentración de los productos es mucho mayor que la concentración de los reactivos. Si la constante de equilibrio tiene un valor pequeño, las concentraciones de los reactivos son mucho mayores que las concentraciones de los productos en equilibrio.

- Aunque la proporción de las concentraciones de los productos respecto a las concentraciones de los reactivos en equilibrio es constante para una reacción particular, la concentración de los componentes individuales puede variar enormemente de una situación de equilibrio a otra.

- El equilibrio se puede perder por la adición o la eliminación tanto de reactivos como de productos, porque los cambios en las concentraciones interrumpen el equilibrio.
- De acuerdo con el principio de Le Chatelier, cuando se interrumpe un sistema en equilibrio, éste se modificará de tal manera que contrarreste la interrupción y se restablezca el estado de equilibrio. Si se elimina un reactivo, la reacción inversa intenta restablecer el estado de equilibrio produciendo preferentemente el reactivo hasta que se alcanza de nuevo la proporción de equilibrio.

PALABRAS CLAVE

| | | | |
|--------------------------|----------------------------|---|-----------------------------------|
| Veneno, p. 385 | Equilibrio químico, p. 387 | Constante de equilibrio (K), p. 391 | Principio de Le Chatelier, p. 394 |
| Compuesto tóxico, p. 385 | | | |
| Toxina, p. 385 | Reacción inversa, p. 388 | | |

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN

Lecturas, recursos y referencias adicionales

Para información adicional y puesta al día sobre el juicio de Julia Turner: www.courttrv.com/trials/turner/

May, Meredith. "Fraternity Pledge Died of Water Poisoning. Forced Drinking Can Disastrously Dilute Blood's Salt Content", *San Francisco Chronicle*, February 4, 2005.

Smith, R.M., Martell, A.E., Motekaitis, R.J. NIST Critically Selected Stability Constants of Metal Complexes. *NIST Standard Reference Database*, no. 46, version 3.0, Gaithersburg: U.S. Department of Commerce, 1997.

Trestrail, John Harris. *Criminal Poisoning: Investigational Guide for Law Enforcement, Toxicologists, Forensic Scientists, and Attorneys*, Totowa, NJ: Humana Press Inc., 2000.

Para más información sobre garantías y envenenamiento de aguas: www.cnn.com/2003/US/Southwest/11/17/fraternity.pledge.ap/

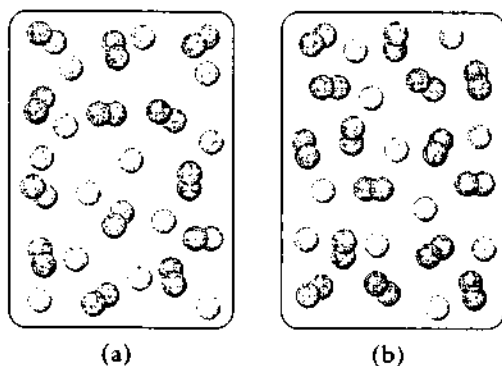
Para más información sobre arsénico en las aguas subterráneas: water.usgs.gov/nawqa/trace/arsenic/

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. ¿Cuál es la diferencia entre una toxina y un veneno? (13.1)
2. ¿Todas las toxinas son venenos? ¿Todos los venenos son toxinas? (13.1)
3. Explicar la cita de Paracelso sobre la naturaleza de los venenos. (13.1)
4. Todas las sustancias, incluso el agua, pueden ser venenosas. ¿Qué propiedad es compartida por la mayoría de las sustancias que podemos considerar "venenos"? (13.1)
5. ¿Qué condiciones son necesarias para que en un sistema ocurra la reacción inversa? (13.1)
6. ¿Qué se entiende por equilibrio dinámico? (13.2)
7. ¿Por qué la velocidad de la reacción directa disminuye en función del tiempo de reacción? (13.2)
8. ¿Por qué la velocidad de la reacción inversa aumenta en función del tiempo de reacción? (13.2)
9. ¿Por qué *parece* que una reacción ha parado cuando alcanza el equilibrio? (13.2)
10. ¿Serán siempre las concentraciones de los reactivos y de los productos las mismas en el equilibrio? (13.2)
11. ¿Cómo influye un catalizador en el proceso de equilibrio? (13.2)

12. ¿Qué representa la magnitud de la constante de equilibrio? (13.3)
13. Cuando una constante de equilibrio tiene un valor elevado, ¿en la disolución predominan los reactivos o los productos? ¿Qué ocurre cuando la constante de equilibrio tiene un valor pequeño? (13.3)
14. En un estilo similar al de la Figura 13.2c, dibujar un esquema (a escala molecular) de cómo sería un sistema en equilibrio con una constante de equilibrio muy pequeña. (13.3)
15. En un estilo similar al de la Figura 13.2c, dibujar un esquema (a escala molecular) de cómo sería un sistema en equilibrio con una constante de equilibrio muy grande. (13.3)
16. Los contenedores mostrados en (a) y (b) de la siguiente figura representan instantáneas de la misma disolución química tomadas a diferentes tiempos. ¿La disolución ha alcanzado el equilibrio? Explicar la respuesta. (13.2)



17. Usando la dirección de Internet www.nlm.nih.gov/medlineplus/encyclopedia.html como recurso, investigar el estado médico conocido como *acidosis*. ¿Cuáles son las posibles causas de la acidosis? ¿Cómo afecta a la capacidad del cuerpo para transportar oxígeno gas? (PC)
18. Usando la dirección de Internet www.nlm.nih.gov/medlineplus/encyclopedia.html como recurso, investigar el estado médico conocido como *alcalosis*. ¿Cuáles son las posibles causas de la alcalosis? ¿Cómo afecta a la capacidad del cuerpo para transportar oxígeno gas? (PC)
19. Resumir los cuatro tipos de tensión que se pueden aplicar a un sistema en equilibrio, y dar la respuesta a cada uno, de acuerdo con el principio de Le Chatelier. (13.4)

20. Cuando se lleva a cabo una reacción química industrial es muy común tener uno de los reactivos presentes en exceso sobre la cantidad estequiométrica que se necesitaría para la reacción. ¿Por qué? (13.4)
21. Describir cómo la oxihemoglobina libera oxígeno gas para ser usado por las células. (13.4)
22. Describir cómo la hemoglobina se convierte en oxihemoglobina en los pulmones. (13.4)
23. ¿Cómo interfiere el monóxido de carbono con el mecanismo de la hemoglobina? (13.4)
24. ¿Qué es una cámara hiperbárica de oxígeno? ¿Por qué se usa para tratar individuos con envenenamiento por monóxido de carbono? (13.4)
25. Si una muestra de mineral realgar que contiene arsénico está en equilibrio con una disolución, ¿qué se podría hacer para disminuir la cantidad de arsénico disuelto? (13.5)
26. Si una muestra de mineral realgar que contiene arsénico está en equilibrio con una disolución, ¿qué se podría hacer para aumentar la cantidad de arsénico disuelto? (13.5)

Problemas de química forense

27. Explicar por qué el dimercaprol es un antídoto efectivo para el envenenamiento por mercurio. (13.3)
28. El ácido dimercaptosuccínico (DMSA) se usa para el tratamiento del envenenamiento por plomo. Dibujar la estructura del DMSA, considerando que es un compuesto orgánico con una cadena de 4 C, dos grupos —SH y dos grupos ácido carboxílico. (PC)
29. Cuando se exhala el aire de los pulmones en un analizador, éste proporciona una medida precisa del contenido de alcohol en la sangre. Explicar por qué, basándose en los principios del equilibrio. (PC)
30. El caso en estudio del Capítulo 4, “Un dolor de cabeza asesino”, se centró en la muerte de varios miembros de la familia Janus por envenenamiento con cianuro. El cianuro actúa uniéndose fuertemente con el ion Fe^{3+} en la hemoglobina dentro de la célula, lo que evita que las células utilicen el oxígeno y se produce asfixia. ¿Qué antídotos hay para el envenenamiento con cianuro y qué hacen químicamente para contrarrestar su efecto? ¿Hay oxígeno en la sangre a pesar de la asfixia? Para mayor información a la hora de responder, consultar las secciones de *Antidotes & Other Treatments* y *Laboratory Tests* en www.atsdr.cdc.gov/MHMI/mmg8.html. (PC)

Problemas de casos en estudio

31. Cuando un bombero descubre un cuerpo en el lugar de un incendio, se realiza una investigación completa sobre la causa y la forma de la muerte. Recordar de la Sección 9.2 que el monóxido de carbono se produce frecuentemente como resultado de una combustión incompleta. ¿Qué información proporcionaría al investigador el análisis de la hemoglobina para el monóxido de carbono? ¿Podría ser la única pieza de la prueba para determinar si la muerte fue suicidio, homicidio o muerte accidental? Explicar los límites de la información que podría proporcionar el laboratorio. (CE)
32. En el Caso en estudio del Capítulo 7, “Los expertos de acuerdo”, la muerte de Ryan Stallings se atribuyó inicialmente al envenenamiento por 1,3-etanodiol de un anticongelante. Los cristales de oxalato de calcio encontrados en sus riñones y cerebro durante la autopsia apoyaron la teoría de que había sido envenenado. Sin embargo, el Dr. Piero Rinaldo, el experto que testificó a favor de Patricia Stallins, echó la culpa al uso de etanol como mal tratamiento para Ryan y a su trastorno genético de acidemia metilmalónica (AMM). De acuerdo con el Dr. Rinaldo, uno de los productos metabólicos de la oxidación del etanol en el cuerpo puede ser el ácido oxálico. Explicar cómo un paciente al que se administra etanol por goteo continuo podría formar rápidamente cristales de oxalato de calcio. ¿Qué sucedería a la cantidad de iones calcio en la sangre si se estuviera produciendo ácido oxálico en los riñones?

CAPÍTULO 14

Identificación de víctimas: Análisis del DNA

CASO EN ESTUDIO:

Recordando el 11-9

14.1 Lípidos, grasas, ceras
y aceites

14.2 Hidratos de carbono

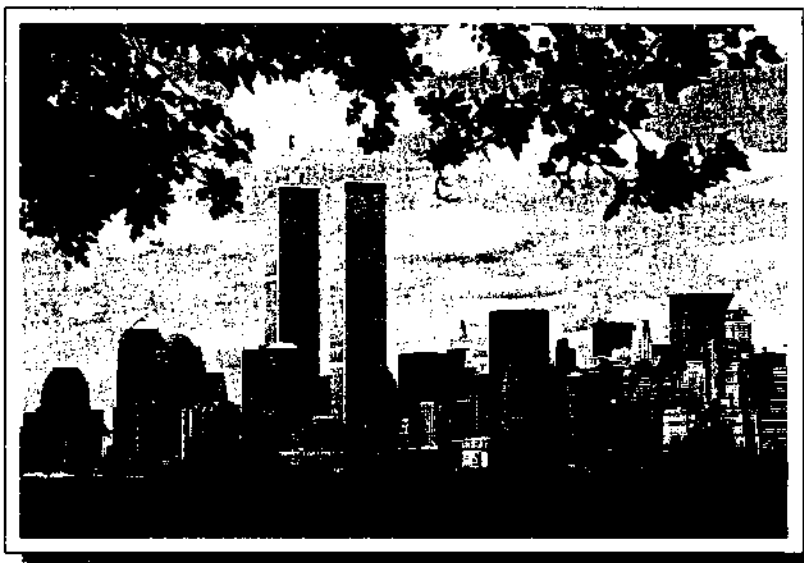
14.3 Proteínas

14.4 Conceptos básicos
sobre el DNA

14.5 Análisis del DNA

14.6 DNA mitocondrial

14.7 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO:
Recordando el 11-9



En este capítulo destacaremos los esfuerzos de la Office of the Chief Medical Examiner (Instituto Forense) de la ciudad de Nueva York para identificar a las víctimas del atentado contra el World Trade Center del 11 de septiembre de 2001. (Corbis)



CASO EN ESTUDIO: Recordando el 11-9

Las escenas de caos, muerte y destrucción del 11 de septiembre de 2001 están grabadas en nuestra memoria y no es necesario mostrarlas aquí para volver a contar la historia de ese día. Las muertes de miles de ciudadanos inocentes conmocionaron al mundo. El horror aumentó cuando las dos torres del World Trade Center se derrumbaron, matando a centenares de bomberos, agentes de policía y oficiales de la autoridad portuaria que estaban arriesgando sus vidas al entrar en las torres ardiendo para salvar a sus ocupantes. En 90 minutos, las majestuosas torres del World Trade Center se redujeron a un millón y medio de toneladas de metal retorcido, cemento y escombros. Además, mezclados con estos escombros había restos de las 2749 víctimas que se sabía

que habían muerto en el World Trade Center; restos que tuvieron que ser recuperados, conservados e identificados para sus familias.

Normalmente, los investigadores recurren a las radiografías dentales, las huellas dactilares y la identificación visual para determinar la identidad de las víctimas. Sin embargo, esos métodos fueron de uso limitado porque sólo se encontraron 300 cuerpos. Todo el material del lugar se trasladó en camiones al vertedero de Fresh Kills, en Staten Island. Al llegar al vertedero, se eliminaron las piezas grandes de los escombros y se separaron los trozos pequeños sobre un campo marcado con una cuadrícula. Los oficiales, que trabajaban en parejas, tamizaban el material de cada sección cuadrículada para identificar restos humanos y pertenencias personales que se pudieran devolver a las familias de las víctimas. Se trabajó 24 horas al día durante 10 meses examinando el millón y medio de toneladas de escombros en busca de restos humanos.

En total se encontraron 19 916 restos humanos, que se enviaron a la Oficina del Médico Forense de la Ciudad de Nueva York para su identificación por análisis de DNA. Las muestras se sellaron y conservaron rápidamente en un almacén refrigerado para prevenir más deterioro. La Oficina del Médico Forense precisó obtener muestras de DNA de objetos personales de las víctimas, tales como peines o cepillos de dientes entregados por sus familiares. Tomaron también muestras de DNA de los parientes para añadir a la base de datos.

Cuando las muestras eran identificadas se notificaba a las familias, y los restos, a menudo partes muy pequeñas de huesos o de tejido, se entregaban a la familia para su entierro. Este proceso condujo a la identificación de los restos de 1585 víctimas de las 2749, quedando 1164 sin identificar, en gran parte porque 9726 partes de esos restos humanos no se pudieron analizar. La Oficina del Médico Forense de la ciudad de Nueva York anunció en febrero de 2005 que el trabajo de análisis de restos humanos cesaría por un tiempo indeterminado. Los restos no identificados de estas víctimas se conservarán y enterrarán en un monumento en la zona cero.

¿Por qué la Oficina del Médico Forense detuvo la identificación de los restos cuando las familias de más de mil víctimas todavía esperan? . . .

14.1 Lípidos, grasas, ceras y aceites

Cuando era joven, conocí a un viejo francés que había sido vigilante de prisión durante treinta años, y me dijo que hay una cosa de todas las personas que nunca cambia, de la cuna a la tumba –las líneas en la punta del pulgar; y dijo que estas líneas nunca eran exactamente iguales en los pulgares de dos humanos.

—*Vida en el Mississippi*, por Mark Twain (Samuel Clemens), 1883

Objetivo de aprendizaje

Identificar grasas, aceites y ceras por sus estructuras moleculares.

La descripción de Mark Twain, en 1883, sobre que las huellas dactilares son únicas fue notable, considerando que el primer caso criminal basado en la identificación de las huellas dactilares no ocurrió hasta ocho años después. Debido a que la técnica no era muy conocida en la década de 1880, Twain debió mantenerse al día de la literatura científica de su tiempo, que habló del uso de las huellas dactilares como método de identificación. Utilizó también las huellas dactilares en una historia posterior, *El chiflado Wilson*, escrita en 1894. Pero el uso generalizado de las huellas dactilares en Estados Unidos no ocurrió hasta cerca de 1900, cuando el sistema penitenciario del Estado de Nueva York y la penitenciaría federal en Leavenworth, Kansas, empezaron a guardar documentos con las huellas dactilares de los presos.

Las huellas dactilares revolucionaron el campo de la ciencia forense porque es un método de identificación absoluta que permite relacionar a una persona con un objeto, como el arma de un asesinato o un pomo de puerta en el lugar de un delito. Una persona culpable no podría negar su presencia en la escena de un delito sin tejer una red de mentiras y múltiples contradicciones en la historia. Las huellas dactilares se usaron para identificar algunas de las víctimas del World Trade Center, pero la gran mayoría requirió el análisis del DNA para su identificación.

¿De qué se compone una huella dactilar? Comprender cómo se recoge y conserva una huella dactilar requiere el conocimiento de los productos químicos que en ella se encuentran. Una huella dactilar consiste en muchos compuestos diferentes que pueden variar de un individuo a otro, de joven a viejo, ¡incluso de un día para otro! Sin embargo, hay diferentes clases de compuestos que se encuentran habitualmente en las huellas dactilares: iones inorgánicos, ácidos orgánicos, agua y lípidos.

Los iones inorgánicos se originan por la pérdida de electrolitos del cuerpo a través de las glándulas sudoríparas, y consisten en Na^+ , Ca^{2+} , K^+ , Cl^- y Mg^{2+} . Los ácidos orgánicos pueden consistir en varios aminoácidos, ácido acético o ácido láctico. El agua presente en las huellas dactilares la producen las glándulas sudoríparas de la piel. De los últimos componentes, los lípidos, aún no hemos hablado. Los lípidos incluyen una variedad de compuestos, tales como aceites, grasas y ceras, que se definen por compartir una propiedad física común: no son solubles en agua, pero sí lo son en disolventes no polares. La deposición de los lípidos en las huellas dactilares desempeña un papel importante en su uso forense.

Las diferencias físicas entre las ceras (sólidos duros), las grasas (semisólidos blandos) y los aceites (líquidos) son por todos conocidas. ¿Pero cuáles son las diferencias *químicas* entre estas subclases de moléculas de lípidos? Las ceras están formadas por ácidos grasos, que son moléculas de ácido carboxílico de cadena larga, y un alcohol de cadena larga, como se muestra en la Figura 14.1. Las ceras son sólidos duros a temperatura ambiente porque las moléculas grandes tienen grandes fuerzas de dispersión entre ellas. Recuerdese que un grado elevado de fuerzas intermoleculares se refleja en puntos de fusión y de ebullición elevados.

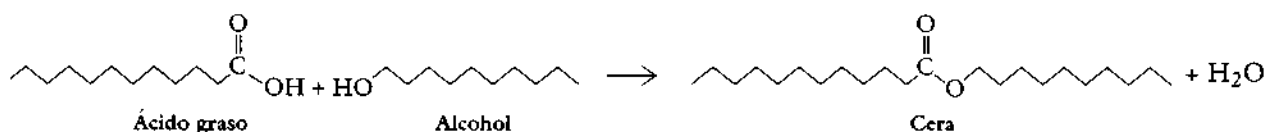


Figura 14.1 Estructura de una cera.



(Astrid & Hanns-Frieder Michler/Photo Researchers, Inc.)

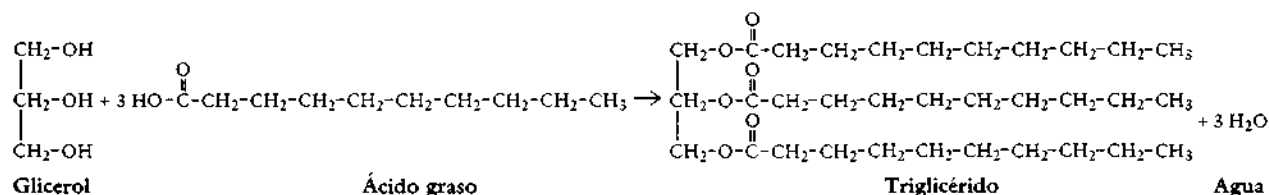


Figura 14.2 Formación de triglicéridos.

Las grasas y los aceites son ejemplos de **triglicéridos**, formados por la combinación de una molécula de glicerol con tres moléculas de ácidos grasos, como se muestra en la Figura 14.2. La distinción entre grasas y aceites se encuentra en la naturaleza de las moléculas de los ácidos grasos que componen los triglicéridos. Las **grasas**, que son semisólidas a temperatura ambiente, tienen ácidos grasos en los cuales las cadenas de carbono sólo contienen enlaces simples entre los átomos de carbono. Los **aceites**, que son líquidos a temperatura ambiente, tienen ácidos grasos cuyas cadenas de carbono contienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono.

¿Por qué la presencia o ausencia de dobles enlaces hace que un compuesto sea sólido o líquido a temperatura ambiente? Veamos la Figura 14.3, que muestra la estructura de varios ácidos grasos. Cuando los componentes de un ácido graso consisten sólo en enlaces sencillos, como el ácido esteárico, la molécula es lineal. El ácido oleico, por otro lado, tiene un doble enlace que produce un rizo en la cadena de átomos. La molécula de ácido linoleico, con dos dobles enlaces, tiene un ángulo de 90°. Cada una de las moléculas de la Figura 14.3 tiene el mismo número de átomos de carbono.

¿Cómo influye la forma de la molécula del ácido graso, causada por la presencia o ausencia de átomos C=C, en las propiedades físicas de los compuestos? La Tabla 14.1 ofrece la longitud de cadena, el número de grupos C=C en la molécula y los puntos de fusión de los compuestos. Los primeros tres ácidos grasos de la tabla tienen 18 átomos de carbono en la cadena. La presencia de un único doble enlace C=C disminuye el punto de fusión de 69 °C a 13 °C, y la presencia de dos dobles enlaces disminuye aún más el punto de fusión, a -5 °C. El ácido esteárico, con su forma lineal, tiene las fuerzas intermoleculares más fuertes; el ácido linoleico, con su forma significativamente

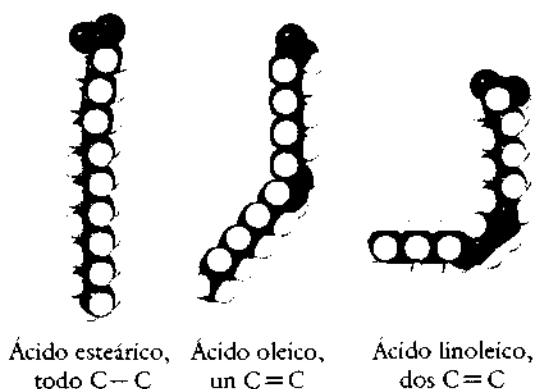


Figura 14.3 Efecto de los enlaces simples y dobles sobre la forma molecular de un ácido graso. Cada molécula tiene el mismo número de átomos de carbono.

Tabla 14.1 Propiedades de los ácidos grasos saturados e insaturados.

| Nombre | Longitud de la cadena de carbono | Número de dobles enlaces carbono-carbono (C=C) | Punto de fusión (°C) |
|--------------------|----------------------------------|--|----------------------|
| Ácido esteárico | 18 | 0 | 69 |
| Ácido oleico | 18 | 1 | 13 |
| Ácido linoleico | 18 | 2 | -5 |
| Acido araquídico | 20 | 0 | 77 |
| Acido araquidónico | 20 | 4 | -49 |

curvada, tiene las fuerzas intermoleculares más débiles. Las porciones lineales del hidrocarburo de las moléculas de ácido esteárico se pueden alinear mejor, de modo que las fuerzas de dispersión tengan mayor efecto. La considerable curva en la molécula del ácido linoleico disminuye el área de contacto entre las moléculas y, por lo tanto, disminuye el punto de fusión.

Las grasas y los aceites se suelen calificar con los términos *saturado* o *insaturado*. El término *saturado* se refiere a las moléculas de lípido que sólo tienen enlaces sencillos entre los átomos de carbono. Una molécula de lípido *insaturada* tiene uno o más dobles enlaces entre los átomos de carbono adyacentes.

Las grasas, los aceites y las ceras producidas por el cuerpo de una persona y depositadas en la piel constituyen la base de muchos métodos de identificación de huellas dactilares. El agua se evapora rápidamente, pero los lípidos no volátiles permanecen. Espolvoreando una superficie con polvo fino se revelan las huellas dactilares, ya que el polvo se fija en los lípidos presentes.

Otro método para la identificación de huellas dactilares, especialmente en papel, consiste en exponer la huella dactilar a vapor de yodo. El vapor de yodo no polar se disuelve en los lípidos no polares para formar una imagen marrón oscura de la huella dactilar. Sin embargo, debido a que el color pierde intensidad a los pocos minutos, el vapor de yodo es un método temporal de demostración de huellas dactilares, por lo que la prueba se debe fotografiar inmediatamente. Las huellas dactilares descubiertas con vapor de yodo se pueden rociar con una disolución de almidón para crear un complejo de almidón-yodo de color azul, más duradero.

Ejemplo resuelto 1

El análisis forense de una mancha de pintalabios en la ropa de un sospechoso puede implicarlo en un delito sexual. Basándose en las propiedades químicas de las ceras y los aceites, explicar por qué se encuentran estos compuestos en un pintalabios.

SOLUCIÓN Las ceras son sólidas a temperatura ambiente, una característica importante para que un pintalabios mantenga su forma en el tubo. La característica de insolubilidad en agua de las ceras ayuda a mantener el pintalabios sobre los labios en lugar de disolverse con las bebidas. Los aceites están presentes para ablandar ligeramente la mezcla, porque una cera dura no se puede aplicar bien. El contenido de aceite realza también el lustre y el brillo.

Práctica 10.1

La margarina se obtiene de aceite vegetal por un proceso llamado *hidrogenación*. Basándose en las diferentes propiedades de las grasas y los aceites, ¿qué le ocurre al aceite vegetal durante la hidrogenación?

RESPUESTA

El aceite vegetal es líquido debido a los dobles enlaces en las moléculas de ácido graso. Para que un aceite llegue a ser un semisólido, los enlaces $C=C$ se deben convertir en enlaces $C-C$ mediante hidrogenación.

14.2 | Hidratos de carbono

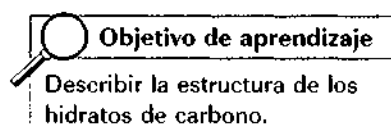
El *principio de intercambio de Locard* establece que siempre que dos objetos se ponen en contacto, inevitablemente hay una transferencia bidireccional de material de un objeto al otro. Cuando se produce una lucha violenta entre un asaltante y una víctima, siempre hay una transferencia de material entre las dos personas. Los investigadores intentan obtener cuanto antes la ropa de ambos para examinar las pruebas. Los pelos y las fibras son los materiales más comunes que relacionan a las dos personas, pero otras trazas de materiales, por ejemplo cosméticos, también se pueden transferir.

El intercambio de tales pruebas en trazas puede ser una transferencia *primaria*, que resulta del contacto directo durante la pelea. Una transferencia *secundaria* ocurre cuando las fibras siguen una ruta de transferencia indirecta. Por ejemplo, si una persona que tiene un perro se sienta en una silla, el pelo del perro se puede transferir a la silla desde la ropa de la persona. Cuando otra persona utiliza la misma silla, el pelo del perro se puede transferir a su ropa.

La clave para usar estas pruebas es descubrir fibras singulares o pelos extraños en los alrededores, porque las fibras singulares vinculan específicamente a los individuos. Por ejemplo, las fibras de algodón pueden tener poca utilidad en una investigación porque el tejido de algodón es muy común, pero las fibras de angora de color rosa brillante serían inusuales en la mayoría de los lugares. Las fibras de algodón derivan de la planta del algodón y consisten principalmente en celulosa, un hidrato de carbono. Las fibras de angora provienen del pelo de un conejo de angora o de una cabra de angora, y están formadas por proteínas. La química de los hidratos de carbono se explica más adelante en esta sección, y la química de las proteínas se comentará en la siguiente.

Los **hidratos de carbono**, también conocidos como *sacáridos*, tienen una relación carbono-hidrógeno-oxígeno de 1:2:1. Un **monosacárido** es una molécula de hidrato de carbono pequeña, también conocida como *azúcar sencillo*, por ejemplo la glucosa, la fructosa, la galactosa, la ribosa y la desoxirribosa (de esta última hablaremos en la Sección 14.4). Dos monosacáridos se pueden enlazar para formar un **disacárido**, o azúcar doble. Por ejemplo, la lactosa (azúcar de la leche) está compuesta de galactosa unida a glucosa, la sacarosa (azúcar de mesa) es glucosa unida a fructosa, y la maltosa (azúcar de la malta) son dos moléculas de glucosa unidas. El término común **azúcar** se usa para referirse a cualquier monosacárido o disacárido, y todos ellos tienen un sabor dulce.

El término **oligosacárido** se utiliza a veces para designar a un hidrato de carbono que contiene un número pequeño de monosacáridos (entre tres y diez). (El prefijo *oligo-* significa “un poco”.) Los oligosacáridos tuvieron un



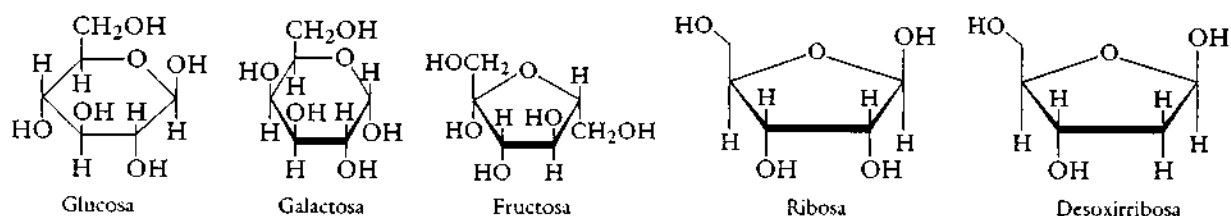


Figura 14.4 Estructuras químicas de diversos monosacáridos comunes.

papel importante en la ciencia forense antes del análisis de DNA debido a su significado en el sistema de tipos ABO de la sangre. En la sangre de tipo A y de tipo B (pero no en la de tipo O), los glóbulos rojos tienen diferentes unidades de oligosacáridos en la pared externa de la célula que le permiten diferenciar entre materiales extraños y no extraños. La tipificación de la sangre se basó en las reacciones de estos oligosacáridos y fue el primer camino mediante el cual los investigadores intentaron identificar a una persona relacionándola con la sangre hallada en la escena de un delito. El análisis del DNA de la sangre proporciona ahora una identificación mucho más precisa.

Los hidratos de carbono pueden existir como moléculas muy grandes formadas por la unión de muchas moléculas individuales de azúcares. El término **polisacárido** se utiliza para los hidratos de carbono grandes, con un tamaño de centenares a miles de unidades de azúcares individuales. En este sentido, los polisacáridos son un tipo de polímeros.

Generalmente se piensa en los plásticos cuando se oye la palabra **polímero**, que es una molécula de cadena grande formada por la unión de pequeñas moléculas llamadas **monómeros**. Un hidrato de carbono es un polímero constituido por monómeros de azúcar. El azúcar glucosa ($C_6H_{12}O_6$), mostrado en la Figura 14.4, es el monómero básico que se encuentra en las fibras de algodón. Los monómeros de glucosa se unen para formar la **celulosa**, un polisacárido de glucosa que utilizan las plantas para formar el material estructural de las paredes de sus células. Las fibras de algodón son celulosa en un 92%.

La celulosa es también un componente de los alimentos derivados de las plantas. Debido a que los humanos no somos capaces de digerir la celulosa, se la conoce como **fibra dietética**. Los suplementos de fibra dietética, que normalmente contienen celulosa, indican en la etiqueta la cantidad adecuada de agua que se debe consumir con ellos. La razón es que la celulosa puede absorber una cantidad sustancial de agua mediante enlaces de hidrógeno. Obsérvese la cantidad de grupos hidroxilo ($-OH$) en la unidad de glucosa de la Figura 14.4, todos capaces de formar enlaces de hidrógeno con el agua. La molécula de celulosa consiste en cientos de unidades de glucosa, y por ello la cantidad de agua que se puede asociar con la celulosa es considerable.

Las plantas verdes producen otro polisacárido de la glucosa llamado **almidón**, una sustancia que sirve como fuente de energía para el cuerpo. Las patatas y el arroz son fuentes comunes, aunque todas las plantas que realizan fotosíntesis lo producen. Las enzimas del sistema digestivo humano son capaces de separar los monómeros de glucosa individuales para utilizarlos en el metabolismo.

¿Qué hace que el almidón sea digestible para los humanos mientras que la celulosa no lo es? Ambos son polímeros de glucosa, pero la clave está en cómo las unidades de glucosa se unen unas con otras. La Figura 14.5 muestra los enlaces de las unidades de glucosa en la celulosa y en el almidón. Obsérvese que en la celulosa se unen de modo que para la molécula total se obtiene una

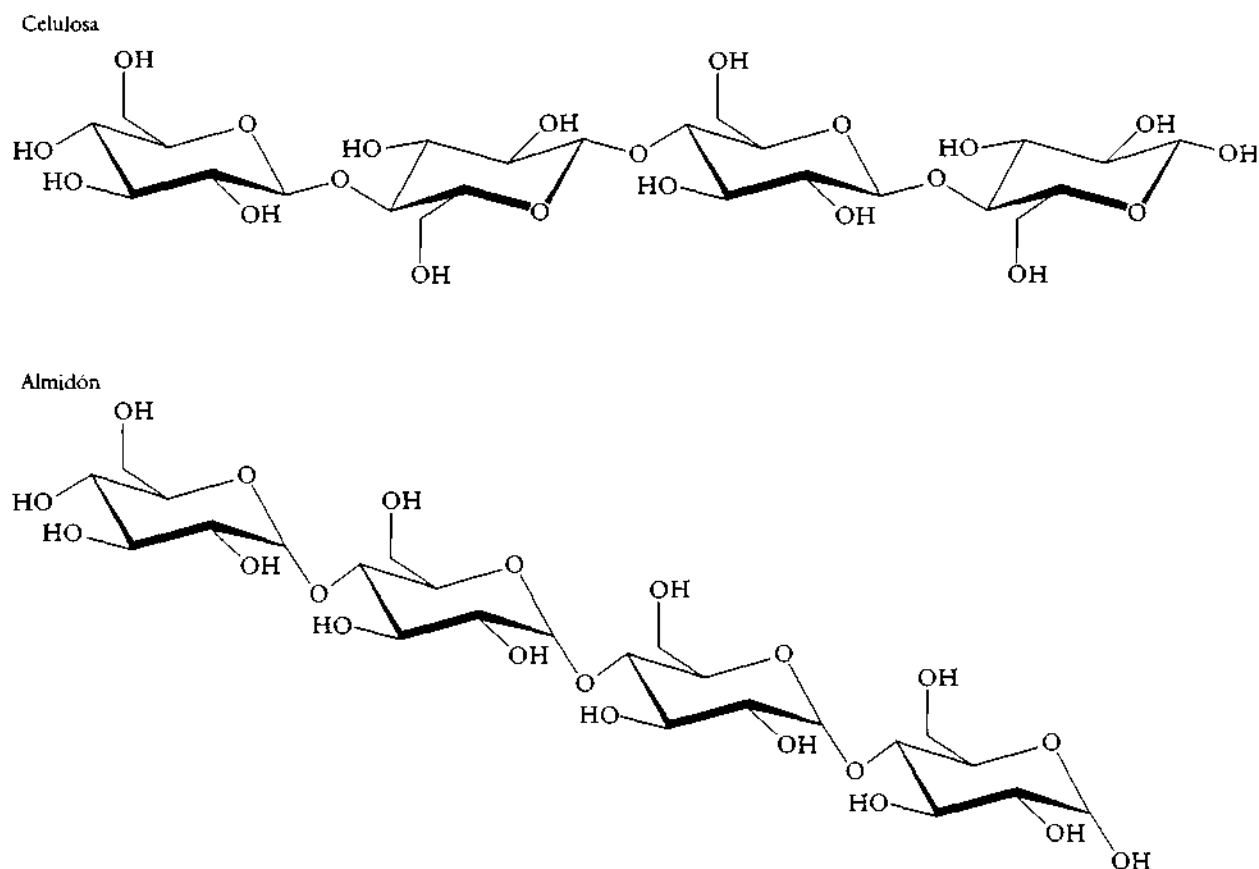


Figura 14.5 Polisacáridos: celulosa y almidón.

estructura lineal; en el almidón los enlaces entre las moléculas de glucosa están orientados de tal manera que se obtiene una molécula angulada.

Las enzimas del cuerpo humano están diseñadas para separar las moléculas de almidón, pero la forma de las enzimas no permitirá que la celulosa se separe. Varios animales, como el ganado, contienen en su tracto digestivo bacterias que digieren la celulosa y por ello son capaces de usar la celulosa como fuente de energía.

14.3 | Proteínas

Las fibras que componen nuestra ropa pertenecen a tres clases: vegetales tales como el algodón, animales tales como la lana, y fibras poliméricas sintéticas tales como el nailon. Además de la lana, otras fibras de origen animal son el pelo de camello, la alpaca, el moer, la cachemira, la seda y la angora. Cada uno de estos ejemplos de fibras de origen animal es un tipo de proteína, un **polímero** grande compuesto de monómeros individuales de aminoácidos. Hay aproximadamente 100 000 proteínas diferentes en el cuerpo humano, cada una diseñada para un propósito específico: formar el componente estructural de un pelo de la cabeza, transportar oxígeno de los pulmones al cuerpo, o digerir el almidón de la glucosa para obtener energía.

La clave de la función de una proteína es su forma, que está dictada por la secuencia de sus aminoácidos. Cada proteína tiene una forma específica que

Objetivo de aprendizaje

Describir la función de los aminoácidos en la estructura de las proteínas.

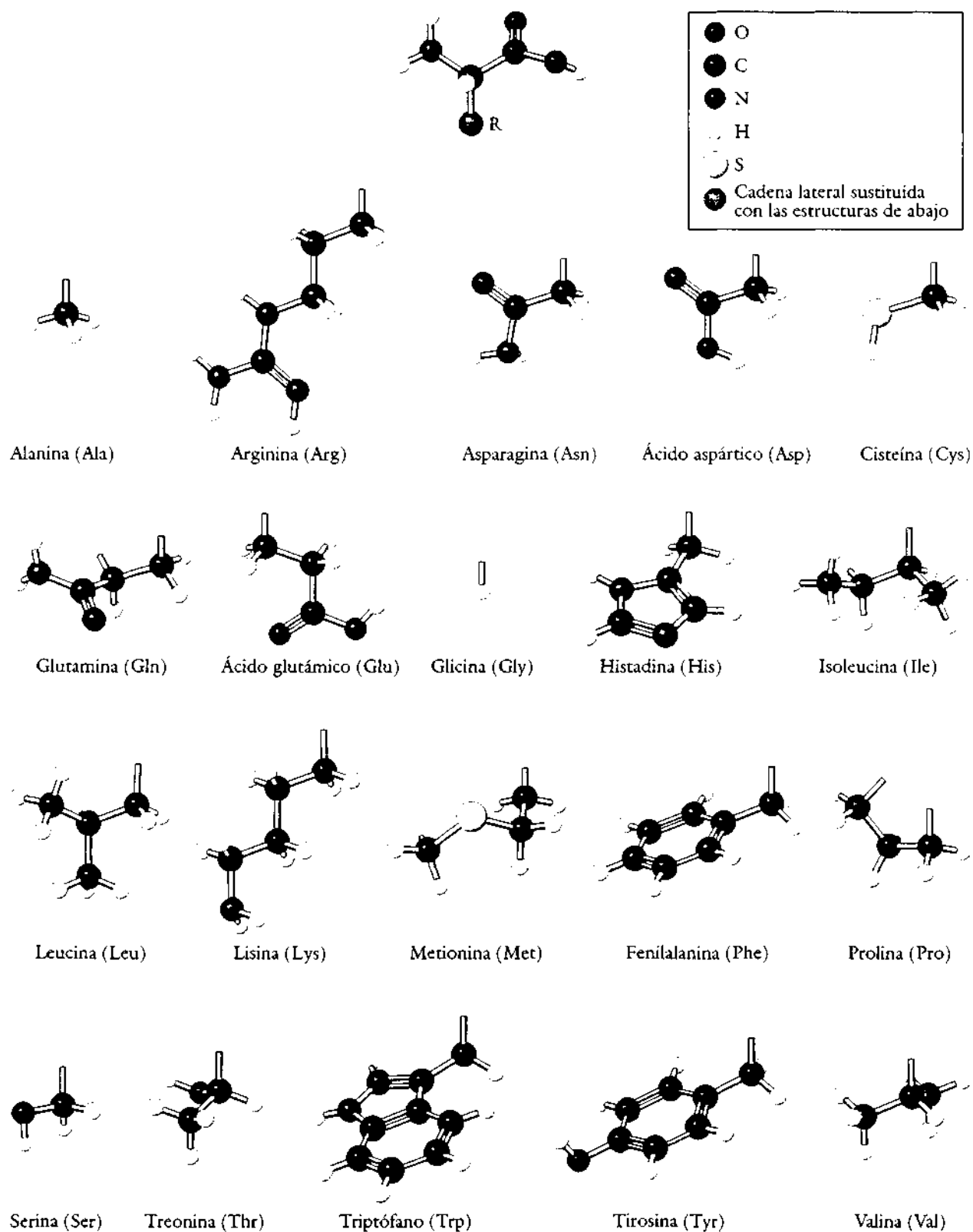


Figura 14.6 Los 20 aminoácidos. La estructura de arriba es la columna vertebral, con la esfera púrpura representando el grupo $-R$. Remplazar la esfera púrpura de la columna vertebral del aminoácido con los grupos de abajo con el nombre para cada aminoácido. El lado de la cadena de prolina se une con el átomo de nitrógeno de la columna vertebral.

permitirá que interactúe sólo con sus compuestos diana y no con otros. El cuerpo es capaz de producir las proteínas necesarias y almacenar en cada célula un modelo de cada molécula de proteína en el cuerpo. El modelo se llama *DNA*.

Los **aminoácidos** son un grupo de 20 compuestos naturales similares en su estructura. Cada molécula contiene un grupo funcional amino ($-\text{NH}_2$) y un grupo funcional ácido carboxílico ($-\text{COOH}$), separados por un átomo de carbono. Un grupo orgánico ($-\text{R}$) unido al átomo de carbono central es lo que distingue a un aminoácido de otro. La Figura 14.6 muestra los 20 aminoácidos naturales y las abreviaciones estándar que se utilizan para escribir los componentes de las moléculas de proteínas. La estructura superior de la Figura 14.6 es la columna vertebral de un aminoácido genérico, con la esfera de color púrpura representando el grupo R. Para la estructura específica de cada aminoácido se reemplaza la esfera púrpura por el grupo correspondiente.

Los grupos de 10 a 20 aminoácidos unidos se llaman **oligopéptidos**. Si la cadena tiene entre 20 y 50 aminoácidos de longitud, se conoce comúnmente como **polipéptido**. El término *proteína* se suele reservar para cadenas de más de 50 aminoácidos. Las proteínas se producen en las células cuando se necesitan, y el modelo de cada una está codificado en el DNA del individuo. En la siguiente sección se comentará el mecanismo del DNA para codificar proteínas.

La secuencia de aminoácidos dentro de una proteína le confiere su **estructura primaria**. Para una fibra de seda, la estructura primaria es $[\text{Gly-Ala-Gly-Ala-Gly-Ser}]_n$. Esta notación incluye las abreviaciones de tres aminoácidos —glicina (Gly), alanina (Ala) y serina (Ser)— y muestra cómo se juntan en una unidad que se repite n veces. Los hilos de seda, que pueden alcanzar cerca de un kilómetro de longitud cuando son hilados por el gusano de seda, están compuestos de esta proteína.

Aparte de la estructura primaria, las proteínas tienen diferentes formas, llamadas **estructuras secundarias**, según cómo interactúen las cadenas de aminoácidos. La estructura secundaria de la seda se conoce como **hoja plegada** y se muestra en la Figura 14.7a (los átomos de hidrógeno se han eliminado para simplificar la imagen). La forma distintiva la confiere el enlace de los hidrógenos entre dos cadenas adyacentes. La Figura 14.7b es una visión desde arriba, en la cual se pueden ver los hidrógenos unidos (líneas verdes).

El pelo consiste en una proteína llamada *queratina*, que no tiene una secuencia fija de aminoácidos. La estructura primaria es simplemente el orden de los aminoácidos que por casualidad se usaron al formar la molécula. La



Capullos de gusano de seda que se desenredarán. Los filamentos de la seda, de hasta un 1 km de longitud, se usarán para hacer tejido de seda. (blickwinkel/Alamy)

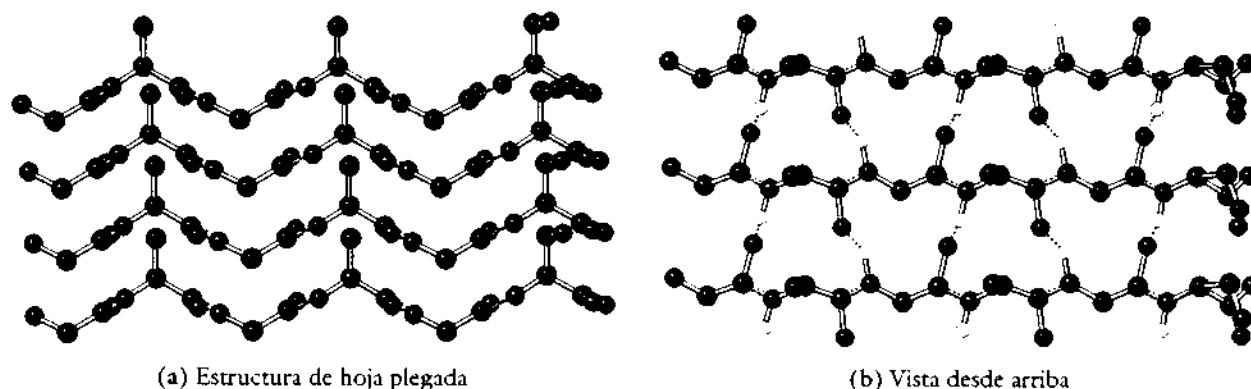


Figura 14.7 (a) Estructura secundaria de la seda en forma de hoja plegada. Se ha añadido el sombreado para ayudar a visualizar la imagen. (b) Los filamentos individuales de la proteína se mantienen por los enlaces de hidrógeno (líneas verdes).

estructura secundaria de la queratina es bastante diferente de la de la seda. La queratina tiene forma de **hélice alfa**, como un muelle. Las espirales del muelle se mantienen en su lugar gracias a los enlaces de hidrógeno que se forman cada cuatro aminoácidos. La Figura 14.8a muestra una estructura en hélice alfa. La cinta se ha añadido para ayudar a su visualización. La Figura 14.8b proporciona un primer plano de los enlaces de hidrógeno (líneas verdes) en la estructura en hélice alfa.

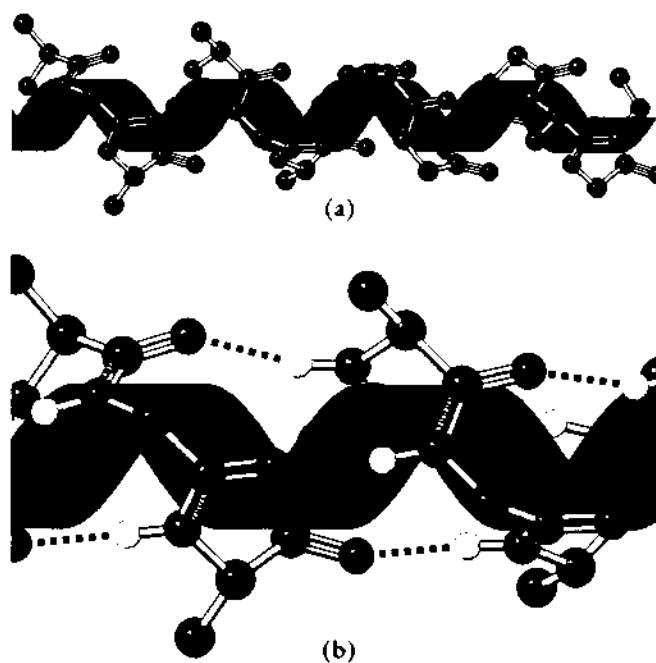


Figura 14.8 Estructura del pelo. (a) Estructura en hélice alfa. La cinta se ha añadido para clarificar la estructura. (b) Primer plano del hidrógeno unido (líneas verdes) en la estructura en hélice alfa.



Figura 14.9 Molécula de proteína sencilla de la hemoglobina.

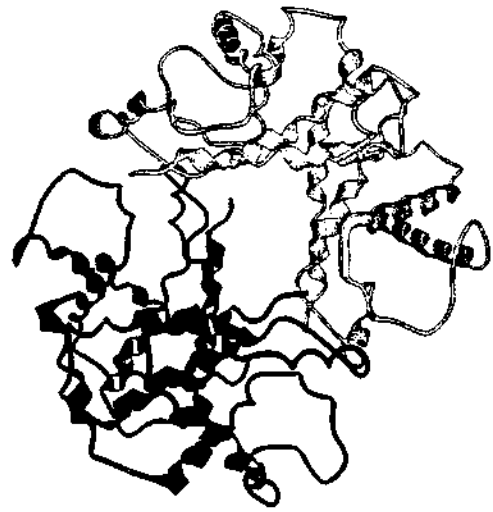


Figura 14.10 Moléculas de proteína de la hemoglobina.

Un ejemplo de proteína importante con estructura de hélice alfa es la hemoglobina, la proteína de la sangre que transporta oxígeno desde los pulmones al resto del cuerpo. Sin embargo, las proteínas como la hemoglobina son mucho más complejas que una simple hélice alfa. La hélice gira y se pliega sobre sí misma, creando una **estructura terciaria** que da lugar a una forma tridimensional más grande. La Figura 14.9 ilustra la estructura de la proteína presente en la hemoglobina.

Las moléculas de proteína también pueden unirse con una o más moléculas de proteína diferentes para formar lo que se conoce como **estructura cuaternaria**. La estructura total de la hemoglobina consiste en cuatro moléculas de proteína distintas, como se ilustra en la Figura 14.10.

Las moléculas de proteína mantienen su forma tridimensional como resultado de las fuerzas atractivas creadas entre los grupos funcionales de la cadena lateral de aminoácidos. El hidrógeno unido entre los grupos del péptido es la fuerza dominante en la formación de una estructura secundaria de moléculas de proteínas. Por ejemplo, el pelo rizado se debe al hidrógeno unido dentro de las moléculas de proteínas del pelo. Cuando el pelo rizado se moja, se alisa debido a que las moléculas de agua forman enlaces entre el hidrógeno y las moléculas de las proteínas; cuando se seca, los rizos se forman de nuevo porque los enlaces de hidrógeno se recuperan entre las unidades de los péptidos de las moléculas de proteínas.

También la causa de los rizos del pelo de una persona es un segundo tipo de enlace en el aminoácido cisteína, que tiene un grupo terminal $-SH$. La cisteína del pelo se puede enlazar con otro grupo $-SH$ más lejos en la cadena de la proteína para formar un **enlace disulfuro**, $-S-S-$. Si una persona tiene el pelo liso, los enlaces disulfuro existentes son tales que las moléculas de proteína pueden permanecer en una línea horizontal. Si una persona se hace una permanente, los enlaces bisulfuro primero se reducen para formar enlaces $-SH$, luego el pelo se enrolla en los rulos y finalmente el $-SH$ se oxida para formar enlaces disulfuro que ahora están en forma de ángulo, haciendo que el pelo se rice.

Las atracciones entre los grupos funcionales no polares grandes en los aminoácidos se llaman **interacciones hidrofóbicas**. Los grupos funcionales no polares tienden a formar las estructuras terciarias y cuaternarias de las moléculas.



Los rizos del pelo se producen por una combinación de enlaces hidrógeno y enlaces disulfuro que se forma a lo largo de las fibras de proteína. (M. Thompson/zefa/Corbis)

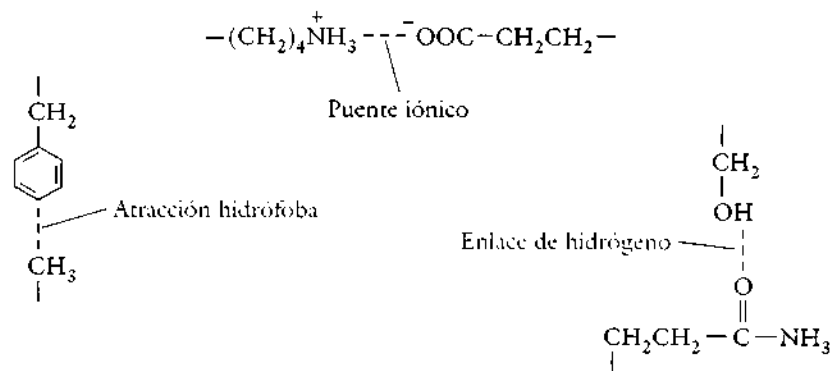


Figura 14.11 Enlaces de las moléculas de proteínas.

Las fuerzas iónicas también influyen en la estructura de las proteínas mediante **puentes iónicos** que se forman entre un grupo funcional aminoácido y un grupo funcional ácido carboxílico. Al pH fisiológico normal, el grupo amina gana un ion hidrógeno para formar $-NH_3^+$, y el grupo ácido carboxílico pierde un ion hidrógeno para formar $-COO^-$. Estas interacciones se ilustran en la Figura 14.11.

14.4 Conceptos básicos sobre el DNA

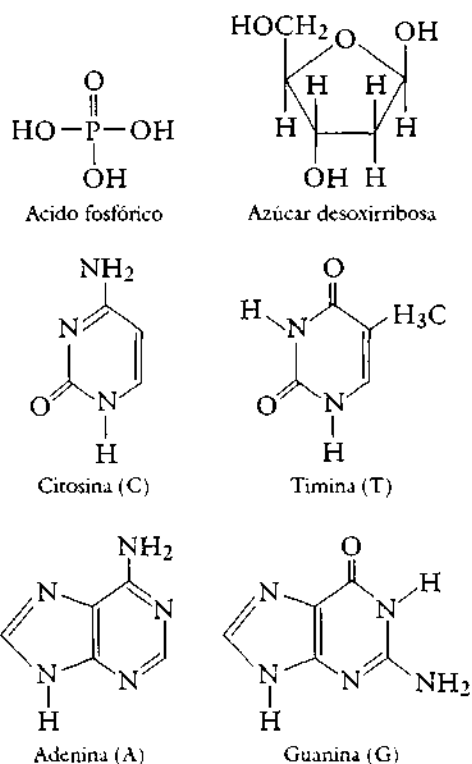
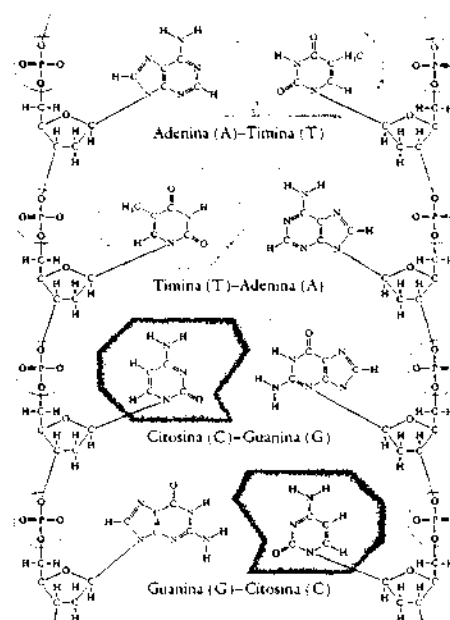
Objetivo de aprendizaje

Describir cómo se codifica la información en una molécula de DNA.

DNA es la abreviatura de **ácido desoxirribonucleico**. Es la molécula encargada de la transmisión de toda la información hereditaria de una generación a la siguiente. El valor forense del DNA radica en el hecho de que cada individuo tiene un DNA diferente al de las otras personas, y se pueden obtener muestras de DNA de pruebas corrientes tales como el pelo, la piel, el sudor, la sangre y la saliva. Incluso gemelos idénticos se cree que tienen pequeñas diferencias en el DNA debido a las pequeñas variaciones y mutaciones que inevitablemente ocurren en algún momento.

El análisis del DNA es una técnica relativamente nueva que se usó por primera vez en un caso criminal en 1986. Desde entonces, se ha mejorado la tecnología. La capacidad para detectar una billonésima de gramo de DNA es ahora rutina. Sin embargo, aún hay límites en lo que se puede hacer con el DNA. Casi 10 000 muestras de restos humanos del World Trade Center se han conservado para el futuro, para cuando se hayan desarrollado nuevos métodos para la identificación de víctimas. Para entender los problemas asociados con la identificación de las víctimas del World Trade Center, se debe entender la estructura molecular del DNA.

El DNA tiene forma de hélice alfa de doble hebra, en la cual cada hebra de DNA es un polímero hecho de subunidades, o bloques de construcción, llamados **nucleótidos**. Un nucleótido consiste en una molécula de ácido fosfórico enlazada a un azúcar desoxirribosa y a uno de los cuatro posibles compuestos con contenido en nitrógeno: citosina, timina, adenina y guanina. En la Figura 14.12 se muestran las seis sustancias que se combinan para crear los nucleótidos del DNA.

**Figura 14.12** Componentes del DNA.**Figura 14.13** Cadena polimérica del DNA. La columna vertebral de la molécula de DNA está hecha de ácido fosfórico y azúcar desoxirribosa. Las ramas de los lados que unen las dos hebras consisten en compuestos que contienen nitrógeno: guanina (G), citosina (C), timina (T) y adenina (A). Debido a sus formas y el enlace de hidrógeno que se encuentra entre las ramas laterales, C siempre se une con G, y A siempre se une con T.

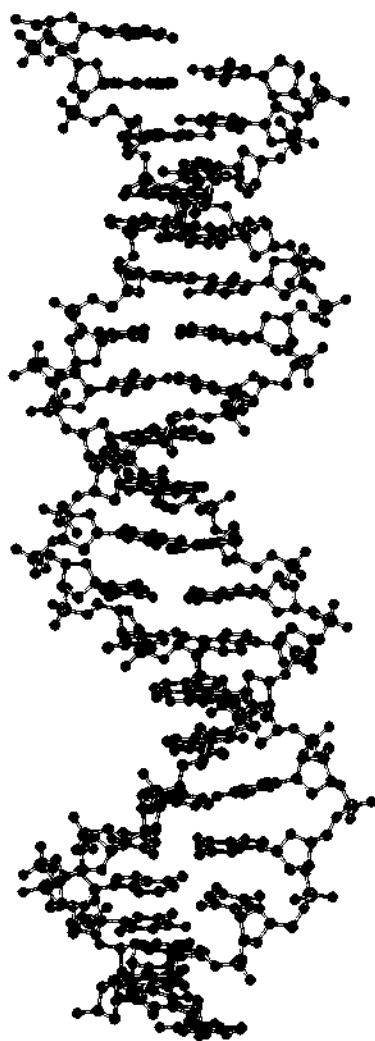
El ácido fosfórico y el azúcar desoxirribosa forman la columna vertebral del polímero de DNA, con el grupo nitrógeno base extendiéndose hacia la base de nitrógeno en la hebra complementaria del DNA. La molécula de DNA se mantiene junta en esta configuración por enlaces de hidrógeno entre las bases de nitrógeno. En la Figura 14.13 se muestra la estructura base de una hebra de DNA sencillo.

La interacción de las bases de nitrógeno es bastante específica: la citosina siempre se une con la guanina (C-G), y la adenina siempre se une con la timina (A-T), para formar la estructura clásica de doble hélice dibujada al principio de esta sección. La combinación C-G o A-T se conoce como **par de bases** y se usa frecuentemente para referirse a la longitud de la molécula de DNA o de una porción de DNA. Si se extrajera de una célula todo el material de DNA y se extendiera en toda su longitud, tendría un metro de largo y consistiría en tres mil millones de pares de bases.

Ejemplo resuelto 2

¿Cuál es la hebra complementaria de DNA para la hebra mostrada abajo?

A A A C G G T C T



El DNA forma una doble hélice, mantenida por los enlaces de hidrógeno.

SOLUCIÓN El nucleótido adenina siempre se asocia opuestamente con la timina (A-T o T-A), y la citosina con la guanina (C-G o G-C). Por lo tanto, la segunda hebra complementaria del DNA es

```

T T T G C C A G A
A A A C G G T C T

```

Práctica 10.2

¿Cuál es la hebra complementaria de DNA para la hebra mostrada abajo?

```

C T A C C A G T C

```

RESPUESTA

```

G A T G G T C A G

```

El DNA proporciona información hereditaria suministrando los diseños para la creación de aproximadamente 100 000 estructuras diferentes de proteínas encontradas dentro del cuerpo humano. El diseño para cada proteína se conoce como **gen** y proporciona instrucciones para el orden en que los aminoácidos se unen unos con otros en la proteína. El orden de cada aminoácido en la proteína se almacena en una serie de tres nucleótidos llamado **codón**. Si una molécula de proteína tiene 100 aminoácidos, el gen tiene $100 \times 3 = 300$ nucleótidos de longitud.

En el proceso de formación de una proteína en una célula, las hebras de DNA se desenroscan cerca del gen y se hace una copia del diseño creando la hebra complementaria para el gen. Entonces el diseño se envía al ribosoma, que sintetiza las moléculas de proteína. El trabajo del ribosoma es juntar los aminoácidos individuales dentro de una proteína en el orden especificado por el gen. Si se detecta la secuencia de nucleótidos AAA en el ribosoma, éste es el código específico para el aminoácido lisina. Si el próximo aminoácido en la proteína es el glutamato, el patrón del nucleótido es GAA. La Tabla 14.2 es una lista parcial de la secuencia de nucleótidos utilizada por el ribosoma para unir los aminoácidos dentro de las proteínas.

Tabla 14.2 Código de nucleótidos para algunos aminoácidos.

Aminoácido	Secuencia de nucleótidos
Alanina (Ala)	GCC
Arginina (Arg)	CGC
Asparagina (Asn)	AAC
Aspartato (Asp)	GAC
Glutamina (Gln)	CAA
Glutamato (Glu)	GAA
Glicina (Gly)	GGC
Histidina (His)	CAC
Lisina (Lys)	AAA
Prolina (Pro)	CCC
Treonina (Thr)	ACC

Ejemplo resuelto 3

¿Cuál es la secuencia de aminoácidos apropiada para la secuencia de codones de abajo?

G A A A A A G C C

SOLUCIÓN El primer codón es GAA, el único patrón para el aminoácido Glu, dado en la Tabla 14.2. De forma similar, el segundo codón es AAA, que es el código de la Lys. El codón final, GCC, es el código de la Ala.

Práctica 14.3

¿Cuál es la secuencia de nucleótidos para la parte de una proteína que consiste en His-Gln-Arg-Asp?

RESPUESTA
CACCAACGCGAC

14.5 | Análisis del DNA

El DNA se empaqueta en una unidad llamada **cromosoma**, que se encuentra dentro de las células del cuerpo. Los humanos tienen 23 pares de cromosomas, en total 46 cromosomas. La principal manera de analizar el DNA hoy en día es un método llamado **análisis de repeticiones en tándems cortos (STR, del inglés *short tandem repeat*)**. Este método se basa en que el 95% del DNA en un cromosoma es información no codificada (tramos largos de DNA que no están codificados por ningún gen en particular). Dentro de estas porciones de DNA no usadas se pueden identificar los patrones de los nucleótidos que se repiten uno tras otro.

Por ejemplo, en el cromosoma número 2, una sección del DNA no codificado llamada TPOX tiene la secuencia repetida en tándems cortos [AATG], que se encuentra en cualquier lugar de ocho a doce veces. Cada individuo tiene dos copias del cromosoma número 2, una de cada progenitor. Estudiando una muestra grande de población, se ha determinado que el 28,5% de los humanos tiene ocho repeticiones de [AATG] en cada cromosoma, pero sólo el 0,24% tiene 10 repeticiones de [AATG] en cada cromosoma. En la Tabla 14.3 se proporciona la frecuencia de población de cada posible combinación de [AATG] que se repite en la sección TPOX del cromosoma número 2.



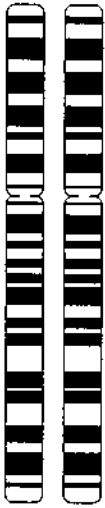
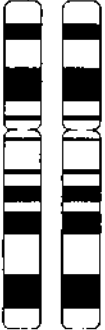
Los humanos tienen 23 pares de cromosomas almacenados en cada célula. De cada progenitor se hereda un cromosoma. La estructura del cromosoma consiste en moléculas de proteínas y DNA. (Scott Camazine & Sue Trainor/Photo Researchers, Inc.)

Objetivo de aprendizaje
Describir las técnicas usadas para tomar una muestra de DNA y analizar su información genética.



Las secciones repetidas en tándems cortos (STR) de DNA aparecen como líneas oscuras durante el análisis. Cada línea representa un STR de una longitud diferente. (Mauro Fermariello/Photo Researchers, Inc.)

Tabla 14.3 Probabilidades STR para dos de los trece FBI CODIS Loci.

Cromosoma nº 2 TPOX STR	[AATC] _n Repeticiones	Probabilidad de coincidencia (%)	Cromosoma nº 16: D16S539 STR	[GATA] _n Repeticiones	Probabilidad de coincidencia (%)	[GATA] _n Repeticiones	Probabilidad de coincidencia (%)
	8,8	28,5		8,8	0,023	10,13	1,94
	8,9	12,7		8,9	0,38	10,14	0,29
	8,10	4,91		8,10	0,18	10,15	0,037
	8,11	2,70		8,11	0,93	11,11	9,67
	8,12	5,23		8,12	0,90	11,12	18,6
	9,9	1,41		8,13	0,48	11,13	9,89
	9,10	1,09		8,14	0,072	11,14	1,49
	9,11	6,02		8,15	0,009	11,15	0,19
	9,12	1,17		9,9	1,64	12,12	8,94
	10,10	0,212		9,10	1,56	12,13	9,51
	10,11	2,33		9,11	7,96	12,14	1,44
	10,12	0,451		9,12	7,65	12,15	0,180
	11,11	6,40		9,13	4,07	13,13	2,53
	11,12	2,48		9,14	0,61	13,14	7,63
	12,12	0,24		9,15	0,077	13,15	0,095
				10,10	0,37	14,14	0,058
				10,11	3,79	14,15	0,014
				10,12	3,65	15,15	0,0009

El FBI ha elegido 13 localizaciones STR en varios cromosomas para el análisis de STR. Mientras el 28,5% de la gente tiene el patrón TPOX 8,8, sólo una de 15 500 personas tendrá el patrón TPOX 8,8 y el patrón D16S539 8,8. La probabilidad de que dos individuos tengan un patrón coincidente de STR en las 13 localizaciones es aproximadamente de uno entre mil millones.

Obviamente, si un individuo que cometió un crimen dejó DNA en la escena, teniendo el 12,12 (0,24%) de la secuencia repetida limitaría el número posible de sospechosos con el mismo DNA más que el 8,8 (28,5%) de secuencias repetidas. El FBI ha elegido un sistema estándar de 13 regiones, o *loci*, diferentes de DNA no codificado en las que analizar el DNA. Después de comparar las estadísticas de paquetes genéticos de una persona en los 13 *loci*, la probabilidad de que dos personas compartan el mismo patrón generalmente es de uno entre mil millones o más. Es importante entender que aunque se encuentren dos individuos con el mismo DNA en los 13 *loci*, ambos todavía tienen un DNA único, pero ocurre que comparten el mismo patrón exacto de repeticiones en cada uno de los 13 *loci*. La Tabla 14.3 también muestra datos de la región D16S539 del cromosoma número 16. En esta localización, la secuencia [GATA] se puede repetir de ocho a quince veces.

Para encontrar la probabilidad de tener múltiples patrones de repetición, el porcentaje de cada patrón se multiplica por sí mismo. El tamaño de población que se requiere para encontrar un individuo que coincida con el patrón se determina tomando la inversa de la probabilidad.

Ejemplo resuelto 4

¿Qué porcentaje de población tiene el patrón 9,11 en TPOX y el patrón 10,13 en D16S539?

SOLUCIÓN De la Tabla 14.3, se puede ver que:

1. El patrón 9,11 TPOX está presente en el 6,02% de la población.
2. El patrón 10,13 D16S539 está presente en el 1,94% de la población.

El porcentaje de la población general que tiene ambos patrones es

$$0,0602 \times 0,0194 = 0,00117 \text{ o } 0,117\%$$

Para saber cuánta gente se necesita para encontrar una persona con este patrón, hay que tomar el inverso de 0,00117:

$$\frac{1}{0,00117} = 855$$

Práctica 14.4

¿Qué cantidad de gente se requiere para encontrar un individuo con el patrón 11,11 TPOX y el patrón 11,12 D16S539?

RESPUESTA

84 personas

14.6 DNA mitocondrial

Cuando se intenta identificar víctimas, los investigadores usan otra forma de DNA que se encuentra dentro del cuerpo humano, llamado **DNA mitocondrial (DNAm)**. El DNAm se encuentra dentro de la mitocondria, una estructura celular que sirve como fuente de energía para la célula. El DNA cromosómico se encuentra en el núcleo de una célula, una estructura celular que controla las actividades de la célula.

Las diferencias entre el DNA mitocondrial y el DNA nuclear son significativas. Una de estas diferencias es que el DNA mitocondrial tiene un total de aproximadamente 16 569 pares de bases, en comparación con los tres mil millones de pares de bases encontrados en el DNA nuclear. Esta diferencia en tamaño está relacionada con el número de genes que cada molécula codifica. El DNA nuclear conserva el código para unas 100 000 proteínas, mientras que los códigos del DNAm codifican solamente para 37 proteínas. Hay sólo dos copias de DNA nuclear que corresponden a los dos pares de cromosomas almacenados en el núcleo de la célula. El número de copias de DNAm puede variar desde centenares hasta millares para una célula, y se localizan fuera del núcleo de la célula. Otra diferencia es que el DNAm proviene únicamente de la rama materna de la familia, mientras que el DNA del núcleo está contenido en 23 cromosomas de la rama materna y en 23 de la paterna.

Las diferencias entre el DNA mitocondrial y el DNA nuclear constituyen algunas propiedades útiles y no tan útiles en la ciencia forense. El número total de copias de DNAm en cada célula hace la recuperación de una muestra útil mucho más fácil que la relativamente escasa cantidad de DNA nuclear. Y las moléculas de DNAm no se descomponen tan fácilmente como las del DNA nuclear, lo que aumenta las posibilidades de obtener una muestra útil. Sin embargo, la herencia materna directa del DNAm da lugar a una incapacidad para distinguir entre los parientes por parte de madre de una familia. Esto limita la utilidad forense del DNAm en situaciones tales como intentar identificar los restos de una persona desaparecida. Si se encuentran unos restos humanos, pero no hay una fuente de DNA para un individuo desaparecido, el DNAm de un hermano, de la madre, de una tía materna o de un primo por parte de madre se puede comparar con el DNAm de los restos para establecer si hay una conexión familiar. Sin embargo, si varios miembros de la familia están desaparecidos, la identificación de los restos no se puede realizar usando el DNAm.



Objetivo de aprendizaje

Describir cómo se puede utilizar el DNA mitocondrial para identificar muestras.



Representación arquitectónica del futuro monumento del World Trade Center. (Sipa Press/Sipa)



14.7 FINAL DEL CASO EN ESTUDIO: Recordando el 11-9

Las pautas para almacenar muestras proporcionadas por los laboratorios criminalísticos indican que cualquier sangre o fluido que contenga DNA se debe secar y almacenar en una bolsa de papel. Cuando el laboratorio criminalístico recibe la muestra de DNA, se mantiene almacenada refrigerada, lo cual retrasa mucho la fragmentación de las moléculas de DNA. La velocidad de descomposición del DNA es sustancialmente más lenta en estado sólido que en disolución acuosa. Las bolsas de papel opaco previenen que los rayos ultravioleta (fuentes de luz) alcancen la muestra, y la refrigeración disminuye más la velocidad de descomposición del DNA, retardando la cinética.

Teniendo en cuenta que en el vertedero de Staten Island se buscaron muestras durante más de ocho meses, el material había estado expuesto al viento, la lluvia, la nieve y los insectos. Las muestras también habían estado mezcladas con multitud de restos y sometidas al fuego que ardió en los escombros en la zona cero durante 99 días. Decir que no se daban las condiciones para la recuperación óptima de DNA sería quedarse corto. La velocidad con que finalmente se llevó a cabo fue gracias a los esfuerzos heroicos de un grupo colaborador de investigadores académicos, fabricantes comerciales, y laboratorios estatales y federales, conocidos como el World Trade Center Kinship y el Data Analysis Panel. Este grupo no sólo usó tecnología actual sino también la más completa, nueva y rápida, y *software* capaz de comparar estadísticas para un acontecimiento con tantas muertes como no se había visto nunca ni nadie podía imaginar.

El análisis de DNA requiere millones de copias de la sección de DNA conteniendo el patrón STR de interés. Esto se logra cortando con cuidado las secciones STR de DNA y replicándolas. Sin embargo, cuando el DNA ha estado expuesto al tiempo, al fuego, a productos químicos y a insectos antes de su extracción, muchas de las moléculas de DNA se han fragmentado en partes más pequeñas. Si el DNA se degrada en una posición cerca de la banda de STR, no se producirá la amplificación aunque la sección de la repetición esté intacta.

Para solucionar este problema se acudió a varios investigadores para acelerar los esfuerzos para el desarrollo del análisis miniSTR, que funciona usando una pequeña sección de DNA con el patrón STR. Por ejemplo, en el análisis STR, la banda TPOX normalmente se amplifica dentro de un segmento de DNA no codificado de hasta 249 pares de bases, aun cuando la longitud máxima de la unidad de repetición es de sólo 64 pares de bases. Las nuevas miniSTR impresas produjeron secciones de DNA de la amplificación dentro de un segmento de DNA de 101 pares de bases de longitud (una gran mejora). El menor tamaño de los fragmentos permite que más muestras degradadas produzcan un patrón. De las muestras del World Trade Center, en el 70% estaban perdidas por lo menos una de las bandas de los 13 STR, y en el 50% tres o más.

El DNA mitocondrial es una alternativa al DNA nuclear para el análisis de personas desaparecidas, y su uso parece una elección apropiada. Una ventaja del DNAm es que es una molécula más fuerte que el DNA normal y está presente en mucha mayor concentración por célula. Sin embargo, el hecho de que las muestras estuvieran sometidas a tales condiciones extremas antes de su extracción produjo una gran degradación incluso hasta en el DNAm más fuerte.

Otro problema que se presentó es que para el 25% de las víctimas no se tenía en la base de datos una muestra de un miembro de la familia materna para su comparación.

RESUMEN DEL CAPÍTULO

- Los lípidos son una gran clase de compuestos orgánicos que son solubles en disolventes no polares, pero no en agua. La mayoría de las subclases de lípidos son grasas, aceites y ceras. Las grasas y los aceites son triglicéridos compuestos de una molécula de glicerol unida a tres moléculas de ácidos grasos. Una cera consiste en una cadena larga de ácidos grasos unida a una cadena larga de alcohol.
- Los ácidos grasos, que son ácidos carboxílicos de cadena larga, contienen dobles enlaces (insaturados) entre los átomos de carbono adyacentes en los aceites, mientras que en las grasas contienen sólo enlaces sencillos (saturados).
- Los hidratos de carbono son compuestos, como los azúcares, la celulosa y el almidón, que proporcionan una fuente de energía y el material estructural de las paredes de la célula. La celulosa y el almidón son polisacáridos de la glucosa. Debido a la diferencia en los enlaces de las unidades de glucosa en la celulosa en comparación con el almidón, sólo el almidón se puede utilizar como fuente de energía para los humanos. La celulosa no es digerible y se la conoce como fibra dietética.
- Las proteínas son polímeros de aminoácidos. Diferentes tipos de fibras, como la lana, la cachemira, la angora y la seda, están formadas por proteínas. La estructura primaria de una proteína es simplemente el orden en que aparecen los aminoácidos en la molécula. Las cadenas de aminoácidos pueden interactuar para formar una estructura de hoja plegada, que es típica de la seda. La lana, la cachemira y la angora son proteínas de pelo animal que se encuentran en forma de hélice alfa, semejante a un muelle en espiral sostenido por los enlaces de hidrógeno.
- Las moléculas de proteína pueden tener estructuras terciarias, en las cuales las cadenas se doblan hacia atrás una con otra, dando lugar a una forma tridimensional más grande. Varias moléculas de proteína pueden juntarse para formar una superestructura, conocida como estructura cuaternaria.
- Las moléculas de DNA son cadenas de polímeros grandes de nucleótidos que sirven como diseño para todas las proteínas. El nucleótido básico consiste en una molécula de ácido fosfórico y una unidad de azúcar desoxirribosa, que juntos forman la columna vertebral del polímero, y uno de los cuatro compuestos que contienen nitrógeno. La interacción reticular de las cadenas de DNA ocurre debido al enlace de hidrógeno entre las bases adenina y timina (A-T o T-A) o citosina y guanina (C-G o G-C).
- El patrón de pares de bases sirve como diseño para el DNA. Tres pares de bases, lo que se llama un codón, proporcionan el código para uno de los 20 aminoácidos. El grupo de codones que produce una proteína específica se llama gen.
- El DNA mitocondrial se usa en otra forma de análisis de DNA. Sin embargo, este análisis resulta limitado porque todos los parientes maternos tendrán un DNA mitocondrial idéntico.

PALABRAS CLAVE

Lípido, p. 406	Oligosacárido, p. 409	Estructura secundaria, p. 413	Ácido desoxirribonucleico (DNA), p. 416
Cera, p. 406	Polisacárido, p. 410	Hoja plegada, p. 413	Nucleótido, p. 416
Ácido graso, p. 406	Polímero, p. 410	Hélice alfa, p. 414	Par de bases, p. 417
Triglicérido, p. 407	Monómero, p. 410	Estructura terciaria, p. 415	Gen, p. 418
Grasa, p. 407	Celulosa, p. 410	Estructura cuaternaria, p. 415	Codón, p. 418
Aceite, p. 407	Fibra dietética, p. 410	Enlace disulfuro, p. 415	Cromosoma, p. 419
Saturado, p. 408	Almidón, p. 410	Interacciones hidrófobas, p. 415	Análisis de repeticiones en tandems cortos (STR), p. 419
Insaturado, p. 408	Proteína, p. 411	Puente iónico, p. 416	DNA mitocondrial (DNAMt), p. 421
Hidrato de carbono, p. 409	Aminoácido, p. 413		
Monosacárido, p. 409	Oligopéptido, p. 413		
Disacárido, p. 409	Polipéptido, p. 413		
Azúcar, p. 409	Estructura primaria, p. 413		

CONTINUANDO LA INVESTIGACIÓN Lecturas, recursos y referencias adicionales

Marchi, Elaine. "Methods Developed to Identify Victims of the World Trade Center Disaster", *American Laboratory*, marzo 2004, pp. 30-36.

Website que muestra huellas dactilares de niños:
www.ornl.gov/info/ornlreview/rev28-4/text/tech.htm

Información en la Web sobre técnicas de identificación:
archives.cnn.com/2002/US/07/13/wtc.identification/index.html

Para más información sobre el uso de repeticiones en tándems cortos:
www.cstl.nist.gov/div831/strbase/

CUESTIONES Y PROBLEMAS DE REPASO

Cuestiones

1. Explicar qué propiedades comparten las moléculas de lípidos y cómo se define una molécula de lípido. (14.1)
2. ¿Hay alguna restricción en el tipo de moléculas orgánicas que se pueden considerar lípidos? (14.1)
3. ¿Cuál es la diferencia entre un ácido graso y una cera? (14.1)
4. ¿Cuáles son los componentes de un triglicérido? ¿Cuáles son las dos clases de triglicéridos? (14.1)
5. ¿Qué propiedades determinan si un triglicérido es una grasa o un aceite? (14.1)
6. ¿Qué es más probable que sea un triglicérido saturado, una grasa o un aceite? ¿Y un triglicérido insaturado? (14.1)
7. Si un ácido graso tiene una cadena de 24 carbonos que está completamente saturada, ¿qué es más probable que sea a temperatura ambiente, un sólido o un líquido? (14.1)
8. ¿Qué es un polímero? ¿Y un monómero? (14.2)
9. ¿Cuál es el monómero en un polímero de almidón? ¿Y en un polímero de celulosa? (14.2)
10. El término *azúcar* se refiere comúnmente a la sacarosa. Sin embargo, en química, ¿qué tipo de compuestos pueden llamarse azúcares? (14.2)
11. Dibujar un esquema de la celulosa y el almidón para destacar las diferencias entre las dos moléculas. (14.2)
12. ¿Por qué las proteínas se clasifican como polímeros? ¿Qué son los monómeros? (14.3)
13. ¿Cuáles son las tres regiones distintivas de un aminoácido? ¿Qué distingue un aminoácido de otro? (14.3)
14. ¿Cuál es la diferencia entre un oligopéptido y un polipéptido? (14.3)
15. ¿Cuál es la estructura primaria de una molécula de proteína? ¿Cuál es la diferencia con respecto a la estructura secundaria? (14.3)
16. ¿Cuáles son las dos estructuras secundarias de las proteínas? Esquematizar cada una. (14.3)
17. ¿Cómo se unen las estructuras secundarias? (14.3)
18. Comentar la importancia de las estructuras terciarias y cuaternarias de las proteínas. ¿Todas las proteínas tienen estructuras primarias, secundarias, terciarias y cuaternarias? (14.3)
19. ¿Cuáles son los cuatro tipos de enlaces que unen las estructuras terciarias y cuaternarias? (14.3)
20. ¿Por qué el DNA se clasifica como un polímero? ¿Cuáles son los monómeros? (14.4)
21. ¿Qué fuerzas mantienen unidas las hebras del DNA? ¿Por qué sería problemático un enlace covalente entre las hebras? (14.4)
22. ¿Qué es un gen? ¿Cómo funciona? ¿Cómo se forma? (14.4)
23. Decir el orden de los nucleótidos en la hebra de DNA complementario de la sección con la secuencia [TTAGACGAC]. ¿Cuántos codones representan esta sección? (14.4)
24. ¿Cuál es la secuencia de aminoácidos representada por los nucleótidos [GAAGCCAACAAACCCAC]? (14.4)
25. ¿Cuál es la secuencia de aminoácidos representada por los nucleótidos [AACCGCCGCGAACACAACAAC]? (14.4)
26. ¿Cuál es la secuencia de nucleótidos para la sección de una proteína que se compone de [Gln-Arg-Arg-Ala-Lys-Pro-Lys]? (14.4)

27. ¿Cuál es la secuencia de nucleótidos para la sección de una proteína que se compone de [Arg-Glu-His-Pro-Asp-Gly-Asp]? (14.4)
28. Explicar cómo las secciones STR en la porción no codificada del DNA permiten la identificación de una persona. (14.5)
29. Explicar las ventajas y desventajas del uso del DNAmt para los propósitos de identificación. (14.6)

Problemas de química forense

30. En términos de análisis de STR, miniSTR y DNAmt, explicar por qué hay cerca de 10 000 restos no identificados de las víctimas del desastre en el World Trade Center. (CE)
31. ¿Por qué es importante conocer qué tipo de fibras se han transferido durante un crimen? ¿Son útiles todas las fibras transferidas para los propósitos de la investigación? (PC)
32. Uno de los ingredientes básicos para la producción de alcohol es la glucosa. Comentar por qué la cantidad de alcohol en sangre en muestras *post mortem* puede estar alterada por la presencia de almidón en el organismo, mientras que la presencia de celulosa no afecta a la concentración de alcohol en la sangre. (14.2)

33. ¿Cuánta gente se necesita estadísticamente para encontrar una persona con ambos patrones de repetición TPOX 10,10 y D16S539 8,15? (14.5)
34. Se ha estimado que sólo el 5% del DNA está constituido realmente por genes; el resto son secciones no codificadas de nucleótidos. ¿Se podría utilizar el DNA para los propósitos de identificación si sólo contuviera genes? (14.5)
35. Dos primos están implicados en una agresión sexual donde se recogió DNAmt. Sin embargo, se cree que sólo uno de ellos ha cometido el crimen. ¿Se podría usar el DNAmt para identificar a la persona culpable? (14.6)

Problemas de casos en estudio

36. Es sabido que las huellas dactilares de los niños no permanecen tanto en los objetos como las de los adultos. Considerando la naturaleza de las huellas dactilares, comentar por qué ocurre esto. Para más información consultar www.ornl.gov/info/ornlreview/rev28-4/text/tech.htm. (PC)
37. ¿Se pueden distinguir dos gemelos idénticos con el método actual de análisis del DNA, considerando que probablemente haya un pequeño número de mutaciones en su DNA? (PC)

Apéndice

Factores de conversión

Para convertir

el número de ... en el número de ... multiplicar por ...

Masa:

libras	kilogramos	0,454
kilogramos	libras	2,20
toneladas (americanas)	toneladas métricas	0,907
toneladas métricas	toneladas (americanas)	1,102
kilogramos	toneladas métricas	0,001
toneladas métricas	kilogramos	1000

Volumen:

cuartos (americanos)	litros	0,946
litros	cuartos (americanos)	1,057
cm ³ o mL	litros	0,001
litros	cm ³ o mL	1000
m ³	litros	1000
litros	m ³	0,001

Longitud:

pulgadas	centímetros	2,54
centímetros	pulgadas	0,394
yardas	metros	0,914
metros	yardas	1,094
millas	kilómetros	1,61
kilómetros	millas	0,621

Temperatura:

Para convertir °F en °C, restar 32 y dividir el resultado por 1,80.

Para convertir °C en °F, multiplicar por 1,80 y sumar 32 al resultado.

Para pasar de °C a la escala Kelvin, sumar 273.

Para pasar de temperatura Kelvin a °C, restar 273.

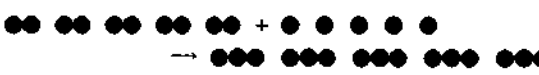
Respuestas a las cuestiones y los problemas (impares) de repaso

Capítulo 1

1. Biología, geología, física, psicología y especialmente química.
3. Si los componentes se distribuyen de forma uniforme, es una mezcla homogénea. Lo contrario es una mezcla heterogénea.
5. Los componentes de una mezcla se pueden separar por cambios físicos.
7. Por cromatografía, destilación, filtración, centrifugación u otras técnicas que utilicen cambios físicos.
9. Porque la ciencia se basa en las observaciones.
11. Algunos símbolos químicos se basan en el nombre en latín de los elementos.
13. Porque la mayoría de los elementos son reactivos bajo las condiciones en que se encuentran en la Tierra.
15. (a) Sustancia pura. (b) Mezcla. (c) Mezcla. (d) Mezcla.
17. (a) Compuesto. (b) Elemento. (c) Elemento. (d) Compuesto.
19. (a) Hidrógeno. (b) Nitrógeno. (c) Oxígeno. (d) Azufre.
21. (a) Arsénico. (b) Neón. (c) Calcio. (d) Platino.
23. (a) Mg (b) Fe (c) Ag (d) Hg
25. (a) I (b) Si (c) Cr (d) Ti
27. (a) Azufre. (b) Correcto. (c) Mn. (d) Correcto.
29. (a) Metal. (b) Metal. (c) No metal. (d) Metaloide.
31. (a) Metal. (b) No metal. (c) No metal. (d) Metal.
33. (b) Na_3PO_4
35. (a) Heterogénea. (b) Homogénea. (c) Homogénea. (d) Homogénea.
37. La distancia entre centros de dos letras adyacentes debería ser la misma en todo el texto. En el documento se utilizó una prensa de impresión más avanzada, que comprimía los espacios entre letras adyacentes utilizando bloques de diferentes tamaños para cada una de las letras.
5. Determinar la naturaleza de un problema: ¿quién ha cometido un crimen y cómo? Recoger y analizar todos los datos relevantes: considerar todas las pruebas físicas, declaraciones de testigos, coartadas, etc. Formular una hipótesis: realizar una conjetura sobre lo que ha sucedido. Probar las hipótesis: verificar las coartadas, reconstruir la escena del crimen, etc. Si la hipótesis se sostiene, se ha terminado. Si no, se vuelve de nuevo al segundo paso.
7. La masa es la cantidad de sustancia, el peso es la fuerza de la gravedad que actúa sobre un objeto.
9. Kilogramos y metros.
11. Mega (M), kilo (k), deci (d), centi (c), mili (m), micro (μ).
13. $2,54 \text{ cm} = 1 \text{ pulgada}$
15. Estimar el último dígito de una medida ofrece un valor más preciso y potencialmente más exacto de la medida.
17. (a) Física. (b) Química. (c) Físico. (d) Químico.
19. (a) Física. (b) Química. (c) Química. (d) Física.
21. (d) Eliminación de datos conflictivos.
23. (a) Peso. (b) Masa. (c) Masa. (d) Peso.
25. (a) μ , 0,000001. (b) k, 1000. (c) c, 0,01.
27. (a) m (b) k (c) d
29. (a) 1 mg. (b) 5,755 L. (c) 5,9 dm. (d) 7,50 m.
31. (a) 12 pies. (b) 28,3 yardas. (c) $1,04 \times 10^3 \text{ mm}$. (d) 16,1 cm.
33. (a) 4 (b) 3 (c) 4 (d) 1
35. (a) 1×10^3 (b) 1×10^{-5} (c) $4,3 \times 10^{-2}$ (d) $5,12 \times 10^6$.
37. (a) 3320 (b) 0,04110 (c) 900 000 (d) 0,006617
39. (a) 5,12 (b) 3,55 (c) 5,70 (d) 2,69.
41. (a) $1,00 \times 10^{-3}$ (b) 0,0200. (c) 0,00215. (d) $1,00 \times 10^2$.
43. (a) $1,0 \times 10^3$ (b) $1,00 \times 10^{-4}$ (c) $1,585 \times 10^6$ (d) $8,8 \times 10^3$.
45. (c) 4,79, 4,68, 4,81, 4,83
47. (a) 7,4 (b) 373,5 (c) 17,8 (d) 30.
49. (a) $2,8 \times 10^3$ (b) 0,024 (c) $2,3 \times 10^3$ (d) 2,71.
51. (a) 50 (b) 2,8 (c) -36,2 (d) -130.
53. Borosilicato alcalino, borosilicato de zinc alcalino y borosilicato; borosilicato de zinc alcalino.
55. (a) 1,45 g/cc (b) 3,56 g/mL (c) $1,45 \text{ g/cm}^3$ (d) 0,847 g/mL.

Capítulo 2

1. Los cambios físicos alteran sólo las propiedades físicas de la sustancia, no su identidad química.
3. Porque las propiedades físicas se pueden medir sin alterar la identidad química de la sustancia.

57. (a) 14,7 mL (b) 3,10 mL (c) 3,51 cc (d) 4,02 cm³.
59. (a) 21,8 g (b) 17,7 g (c) 127 g (d) 12,6 g.
61. Determinar la naturaleza del problema: los investigadores creyeron que Pitera estaba relacionado con la fosa común, pero necesitaban pruebas para demostrarlo. Recoger y analizar todos los datos relevantes: los investigadores recogieron muestras de tierra de toda Staten Island para su comparación. Elaborar una hipótesis: la pala de Pitera tendría tierra del mismo tipo que la de la fosa común si estuviera relacionado con el crimen. Probar la hipótesis: Bruce Hall examinó el color, la textura y la composición de la tierra en cada una de las muestras de referencia y en la muestra tomada de la pala de Pitera. La tierra de la pala coincidía sólo con el lugar del entierro y no con los sitios propuestos por la defensa como coartada.
63. La tierra de la hoja de la pala se elimina o se mezcla con otras tierras fácilmente si la pala se utiliza de forma repetida. La tierra en el borde redondeado de la pala está compactada y no se puede mezclar con otra tierra si la pala se usa en sitios nuevos.
65. 279 mL
67. 0,00025 g/(dL × min)
69. 36,76 mL
71. Un resultado positivo o negativo simplemente significa que se ha encontrado o no un acelerante en una muestra. Si una muestra es positiva, podría significar que el fuego ardió en un lugar que ya contenía un acelerante. Si la muestra es negativa, podría significar que el pirómano no usó un acelerante. Cómo utilicen los resultados los investigadores dependerá del lugar y del tipo de fuego, y de los sospechosos que consideren.
73. El trozo de vidrio puede provenir de una botella o frasco que se ha fabricado en un lugar particular o en una fábrica, por lo que sería posible vincular el trozo con una procedencia específica. También sería posible que el sospechoso tuviera recipientes hechos de un vidrio con una composición única. El color, el índice de refracción, el espesor y la forma del trozo de vidrio se deben comparar estrictamente con las muestras de referencia para determinar si se puede establecer una relación.
5. La ley de la conservación de la materia dice que en una reacción química la materia cambia de forma, pero no se crea ni se destruye.
7. Lavoisier realizó experimentos en sistemas cerrados, con los que fue capaz de demostrar que la masa se conservaba.
9. La ley de las proporciones definidas ayudó a los científicos a entender que los átomos de diferentes elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.
11. En la ciencia, una teoría es la mejor explicación actual de un fenómeno. En sentido coloquial, es una opinión que puede ser influenciada fácilmente por argumentos.
13. (1) Toda la materia está hecha por partículas diminutas e indivisibles, llamadas átomos. (2) Los átomos no se pueden crear, destruir ni transformar en otros átomos en una reacción química. (3) Todos los átomos de un elemento dado son idénticos. (4) Los átomos se combinan de forma sencilla, en un amplio número de proporciones para formar compuestos.
15. La ley de las proporciones definidas es una reafirmación de uno de los principios de la teoría atómica de Dalton.
17. O = ● C = ●
- 
19. Para CO: ● ● ● ● + ○ ○ ○ ○ → ●○ ●○ ●○ ●○
- Para CO₂: ● ● ● ● + ○ ○ ○ ○ ○ ○ → ●○○ ●○○ ●○○ ●○○
21. Electrones, protones y neutrones.
23. Un átomo consiste en un núcleo positivo pequeño, pero denso, con electrones rotando alrededor del núcleo.
25. Los isótopos del mismo elemento tienen diferente número de neutrones.
27. Una bombilla de luz incandescente emite luz en todas las longitudes de onda en el espectro visible. Un tubo de descarga de alta tensión que contiene un elemento en fase gas produce un espectro lineal, al igual que las emisiones de llama de muchas sales inorgánicas.
29. Un átomo de cesio contiene más electrones excitados que el litio.
31. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg, si la energía de un electrón se conoce de forma precisa, entonces su localización no se puede conocer.
33. Ver las Figuras 3.15 y 3.16.
35. (b), (a), (c), (d)
37. (c) Las reacciones químicas podrían intercambiar masa con su entorno.
39. (a) 31,0 g (b) 40,0 g (c) 18,5 g (d) 4,4 g
41. (b) La mayoría del átomo debe ser espacio vacío.

Capítulo 3

- Los átomos se consideraban pequeños, duros, partículas indivisibles de varios tamaños, formas y pesos. Se pensaba que estaban en constante movimiento y combinados para constituir diversas formas de la materia.
- Aristóteles creía que la materia se podía dividir infinitamente, contradiciendo la teoría propuesta por los atomistas.

43.

Partícula	Carga	Masa (amu)	Símbolo
Electrón	-1	0,0005444	e^-
Protón	+1	1	p^+ o H^+
Neutrón	0	1	n

45.

Protones	Neutrones	Electrones	Símbolo del isótopo
27	32	27	$^{59}_{27}\text{Co}$
76	124	76	$^{200}_{76}\text{Os}$
6	8	6	$^{14}_6\text{C}$
21	24	21	$^{45}_{21}\text{Sc}$

 47. (a) ^{25}Mg (b) ^{44}Ca (c) ^{75}As (d) ^{177}Hf

 49. (a) $\text{Mg} \cdot 24$

51. (b) Los electrones son estables en estado excitado.

 53. (a) $3,33 \times 10^{14} \text{ Hz}$ (b) $4,62 \times 10^{14} \text{ Hz}$
 (c) $7,50 \times 10^{14} \text{ Hz}$ (d) $9,09 \times 10^{14} \text{ Hz}$

55. (a) 240 nm (b) 226 nm (c) 165 nm (d) 136 nm

 57. (a) $2,21 \times 10^{-19} \text{ J}$ (b) $3,06 \times 10^{-19} \text{ J}$
 (c) $4,97 \times 10^{-19} \text{ J}$ (d) $6,02 \times 10^{-19} \text{ J}$

 59. (a) $8,28 \times 10^{-19} \text{ J}$ (b) $8,81 \times 10^{-19} \text{ J}$
 (c) $1,21 \times 10^{-18} \text{ J}$ (d) $1,45 \times 10^{-18} \text{ J}$

 61. (a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^8$
 (b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$
 (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1 3d^5$

 63. (a) $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ (b) $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^4$
 (c) $[\text{He}]2s^2 2p^1$ (d) $[\text{Xe}]6s^1$

65. (a) Mo (b) Al (c) Ti (d) Co

67. (a) Si (b) I (c) Mg (d) Sb

 69. (a) $[\text{Kr}]5s^2 4d^1$ (b) $[\text{Ar}]4s^2 3d^1$
 (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^6$ (d) $1s^2 2s^2 2p^5$

71. Todos tienen 38 electrones y 38 protones. El número de neutrones varía entre 46 y 50.

 73. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$,
 $E = 9,612 \times 10^{-19} \text{ J}$, $\nu = 1,451 \times 10^{15} \text{ Hz}$

75. Dependiendo de la fuente de Internet se encuentra que deberían contener plomo (Pb), bario (Ba) y antimonio (Sb) como elementos principales. También pueden incluir aluminio (Al), azufre (S), estaño (Sn), calcio (Ca), potasio (K), cloro (Cl), silicio (Si) o estroncio (Sr).

77. La prueba de que la quemadura fue causada por los fuegos artificiales que coinciden con los usados por los vecinos es coherente con la versión de los hechos denunciados por la víctima quemada. Sin embargo, la prueba también sería coherente con una situación en que la víctima se hubiera quemado ella misma accidentalmente mientras encendía sus propios fuegos artificiales.

Capítulo 4

1. Ver la Figura 4.1

3. Los elementos de un mismo grupo tienden a tener propiedades químicas y físicas similares, y a experimentar reacciones similares. Además, las cargas de los iones de varios grupos de elementos siguen un patrón predecible.

 5. Un ion monoatómico se forma a partir de un átomo sencillo que gana o pierde electrones. Varios ejemplos: H^+ , Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , O^{2-} y Br^- .

7. El punto de fusión aumenta con la magnitud de la carga del ion debido a las fuerzas atractivas entre iones cargados opuestamente en el retículo cristalino.

9. Dos átomos comparten electrones cuando sus orbitales se solapan.

11. La electronegatividad es una medida de la capacidad que tiene un elemento para colocar electrones en un enlace cercano a sí mismo. Las electronegatividades de dos elementos en un enlace covalente determinan si el enlace es polar o no polar.

13. El ajuste de las ecuaciones químicas es importante porque refleja el hecho de que todas las reacciones químicas cumplen la ley de la conservación de la masa.

15. El mol relaciona la masa de una sustancia con el número de átomos presentes en ella.

17. El reactante limitante determina la cantidad máxima teórica de producto formado. Si la cantidad es desconocida, es imposible predecir la cantidad de producto que se ha formado.

19. Cuanto más alta es la concentración del colorante, menos luz pasa a través de la disolución y por ello la disolución parece más oscura.

21. (a) Cl, I (b) Br (c) No (d) F

 23. (a) Grupo 7, metal de transición, Periodo 4.
 (b) Grupo 6, metal de transición, Periodo 4.
 (c) Grupo 15, Periodo 4.
 (d) Grupo 14, Periodo 6.

25. (a) Mercurio. (b) Cloro. (c) Neón. (d) Selenio.

27. (a) +2 (b) -3 (c) -1 (d) Múltiple.

 29. (a) MgCl_2 (b) LiF (c) Al_2O_3 (d) ZnI_2

 31. (a) NO_3^- , -1 (b) OH^- , -1 (c) CN^- , -1
 (d) PO_4^{3-} , -3

 33. (a) $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (b) Na_2CO_3 (c) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$
 (d) LiMnO_4

35. (a) +3 (b) +2 (c) +2 (d) +2

 37. (a) Sulfuro de calcio. (b) Nitrato de magnesio.
 (c) Fluoruro de litio. (d) Hidróxido de aluminio.

 39. (a) Cloruro de hierro(III). (b) Sulfato de cobalto(II). (c) Fluoruro de cobre(II).
 (d) Sulfuro de cromo(II).

41. (a) Hexafluoruro de azufre. (b) Tetracloruro de carbono. (c) Trifluoruro de nitrógeno. (d) Pentacloruro de fósforo.
43. (a) S_2Cl_2 (b) N_2S_5 (c) SF_4 (d) SO_3
45. $3NaCN + Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(CN)_3 + 3NaNO_3$
47. (a) $3BaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6NaCl$
 (b) $Na_2S + Fe(NO_3)_2 \rightarrow 2NaNO_3 + FeS$
 (c) $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
 (d) $Ca(C_2H_3O_2)_2 + 2KOH \rightarrow 2KC_2H_3O_2 + Ca(OH)_2$
49. (a) 0,0883 moles. (b) 0,00320 moles.
 (c) 0,5560 moles. (d) 0,0236 moles.
51. (a) 152 g (b) 53,2 g (c) 89,1 g (d) 251 g
53. 11,2 g
55. 42,3 g
57. 74,9 g
59. (a) Redox. (b) Combustión. (c) Precipitación.
 (d) Ácido-base.
61. KOH; 15,9 g
63. El yodo es un halógeno (Grupo 17) en el Periodo 5. El fósforo está en el Grupo 15 y el Periodo 3. El litio metálico es un metal alcalino (Grupo 1) en el Periodo 2.
65. 23,13 g
67. 310,3 g
69. 150 mg/L
71. $TiCl_3(aq) + AgNO_3(aq) \rightarrow TiNO_3(aq) + AgCl(s)$;
 $TiCl_3$, 0,3226 g
11. Se calienta el disolvente por encima de la temperatura ambiente para crear una disolución saturada. Si se permite que la disolución se enfríe hasta temperatura ambiente, se conseguirá una disolución sobresaturada.
13. Los iones inertes ajustan las cargas de los iones que participan y están abajo a la izquierda en la disolución cuando se forma el sólido precipitado. Una reacción de precipitación puede ocurrir sin iones inertes, pero sólo si todos los iones de la disolución forman parte del precipitado (una situación muy poco común).
15. Los compuestos (b) y (c) se disuelven en el compuesto 2. Los compuestos 2 y (a) se disuelven en el compuesto 1.
17. La ecuación iónica neta muestra sólo los iones que participan en la reacción neta. Esto es útil porque deja fuera los iones inertes que hacen que la reacción parezca más complicada de lo que en realidad es.
19. Aumentar su superficie, la temperatura y la velocidad de agitación.
21. Un ácido fuerte se disocia completamente en disolución, pero un ácido débil no. Del mismo modo, una base fuerte se disocia completamente y una base débil no.
23. Las reacciones de neutralización y las de reducción-oxidación.
25. El concepto de pH se desarrolló como una manera de expresar la acidez de una disolución.
27. Un tampón es una disolución que resiste cambios de pH.
29. (a) Electrólito. (b) No electrolito. (c) Electrólito. (d) No electrolito.
31. (a) Fuerte. (b) Fuerte. (c) Fuerte. (d) Débil.
33. (a) Saturada. (b) Sobresaturada. (c) Saturada. (d) Saturada.
35. (a) 750 g (b) 1,38 g (c) 125 g (d) 250 g
37. El KNO_3 y el KBr son insaturados, y el $NaCl$ es sobresaturado.
39. (a) 32 g/100 mL (b) 42 g/100 mL
 (c) 64 g/100 mL (d) 52 g/100 mL
41. (a) 0,359 M (b) 0,341 M (c) 0,00347 M
 (d) 0,104 M
43. (a) 0,0249 mol (b) 0,0250 mol (c) 0,263 mol
 (d) 4,28 mol
45. (a) 2,48 g (b) 2,5 g (c) 26,3 g (d) 428 g
47. (a) 4,84 M (b) 1,21 M (c) 0,242 M (d) 1,61 M
49. (a) 41,3 mL (b) 496 mL (c) 496 mL (d) 0,826 mL
51. (a) Soluble. (b) Insoluble. (c) Insoluble. (d) Soluble.
53. $Na_2SO_4(aq) + MgCl_2(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + MgSO_4(s)$
 $2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + Mg^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) \rightarrow$
 $2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq) + MgSO_4(s)$
 $Mg^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow MgSO_4(s)$

Capítulo 5

1. Un disolvente es una sustancia en la cual se puede disolver un soluto. El disolvente más común es el agua.
3. El ion potasio (K^+) se puede rodear de moléculas de agua de modo que el átomo de oxígeno del agua se orienta preferentemente hacia el catión. La disolución contendría el doble de iones potasio que de iones sulfuro debido a la proporción 2:1 en la fórmula unitaria. Cada ion sulfuro (S^{2-}) se rodearía de moléculas de agua de modo que los átomos de hidrógeno se orientarían hacia el ion. Ver el *Manual de soluciones para estudiantes* para el diagrama completo.
5. Los compuestos iónicos se disocian cuando se disuelven en agua, mientras que los compuestos moleculares como el azúcar no se disocian.
7. Los electrolitos son sustancias que conducen la electricidad cuando se disuelven en una disolución. Los no electrolitos no conducen la electricidad cuando están disueltos. El $NaCl$ es un electrolito, y el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) no lo es.
9. Una disolución saturada es aquella en que el soluto disuelto está en equilibrio con el soluto no disuelto. En una disolución insaturada, todo el soluto está completamente disuelto. La disolución insaturada es

siempre uniforme y no hay presencia de soluto sin disolver.

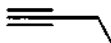
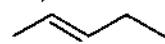
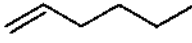
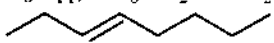
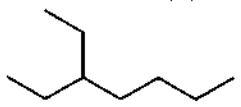
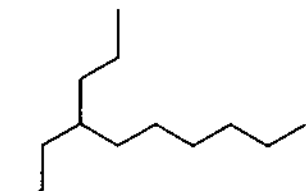
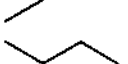
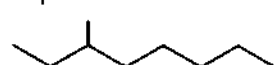
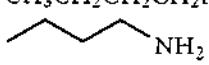
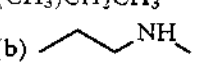
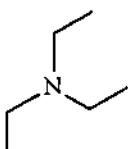
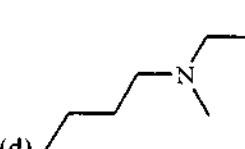
55. $2\text{Fe}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3(\text{aq}) + 3\text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s}) + 6\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq})$
 $2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq}) + 6\text{Na}^+(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s}) + 6\text{Na}^+(\text{aq}) + 6\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq})$
 $2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{S}_3(\text{s})$
57. (a) Ácido carbónico, débil. (b) Ácido nítrico, fuerte. (c) Ácido fosfórico, débil. (d) Ácido sulfúrico, fuerte.
59. (a) Ácido, ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, electrólito débil. (b) Básico, hipoclorito sódico, NaClO , electrólito fuerte. (c) Ácida, ácido sulfúrico, H_2SO_4 , electrólito fuerte. (d) Ácida, ácidos carbónico y fosfórico, H_2CO_3 y H_3PO_4 , electrólitos débiles.
61. (a) 1,5 (b) 2,3 (c) 0,82 (d) 3,7
63. 3,3
65. 7,7 M (KCN), 9,8 M (NaCN), 0 M $[\text{Cu}(\text{CN})_2]$, 0,10 M $[\text{Cd}(\text{CN})_2]$
67. 0,00300 g/mL
69. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$
 El poema dice que el hombre "yace con los pies ahrorojados, envuelto en una sábana de llamas". Aunque la cal quema la piel, no lo hace con llama. Disuelve lentamente la carne del cuerpo de una persona.
71. La primera afirmación dice que se añadió nitrato de talio; la segunda afirmación dice que se pudo haber añadido nitrato de talio.

Capítulo 6

- Las fuerzas dipolo-dipolo y las fuerzas de dispersión de London (fuerzas de Van der Waals).
- Fuerzas ion-dipolo.
- Fuerzas dipolo-dipolo inducido.
- Las fuerzas de dispersión de London son el tipo más débil de fuerzas intermoleculares porque el dipolo inducido se forma sólo temporalmente. Debido a que existe sólo durante un tiempo limitado, la fuerza es débil.
- El hidrógeno forma enlaces entre moléculas que tienen un hidrógeno unido a un átomo de nitrógeno, oxígeno o flúor.
- Un sistema está en equilibrio cuando no hay ningún cambio neto en el número de moléculas en cualquiera de las fases presentes en el sistema.
- El punto de ebullición de una disolución es la temperatura a la cual la presión de vapor de la disolución es igual a la presión atmosférica.
- Las partículas de soluto bloquean las moléculas del disolvente moviéndose hacia la fase vapor por el descenso del área superficial.
- Si el agua salada tiene un punto de congelación de -4°C , entonces bajar la temperatura a -5°C requerirá que la muestra entera se convierta en sólida. Todas las moléculas del agua líquida se alinean en torno a los iones de sal disueltos y forman un cristal que finalmente se extiende por toda la muestra para formar un bloque sólido de agua salada congelada. Ver el *Manual de soluciones para estudiantes* para el diagrama completo.
- El cloruro de calcio tiene tres iones formados en cada 110,986 g de CaCl_2 , mientras que hay sólo dos iones formados en cada 58,44277 g de NaCl . Esto significa que se forman más iones por gramo de cloruro de sodio que de cloruro de calcio, lo cual hace más eficiente al cloruro de sodio.
- Las concentraciones altas de sal causan presiones osmóticas elevadas en las células vivas. Cualquier célula de bacteria o moho que intenta sobrevivir en este ambiente acabará muy deshidratada y no podrá crecer.
- Las fuerzas intermoleculares determinan la fuerza con que las moléculas de una mezcla son atraídas por las fases estacionaria y móvil.
- $5,7\text{ cm}^2$, 19%
- $\text{B} < \text{Al} < \text{Ga} < \text{In}$
- (a) Fuerzas de dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno. (b) Fuerzas de dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno. (c) Fuerzas de dispersión de London.
- (a) Fuerzas dipolo-dipolo inducido, fuerzas de dispersión de London. (b) Enlaces de hidrógeno, fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión de London. (c) Fuerzas ion-dipolo, enlaces de hidrógeno, fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión de London.
- El HF tiene un punto de ebullición más alto que el HBr debido a que el HF puede tener enlaces de hidrógeno y el HBr no.
- $\text{C} > \text{A} > \text{B}$
- El agua hierve a 100°C sólo cuando es completamente pura y la presión atmosférica es la misma que a nivel del mar.
- $\text{NaCl} > \text{Na}_2\text{S} > \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- $100,1^\circ\text{C}$ (NaCl), $100,08^\circ\text{C}$ (Na_2S), $100,04^\circ\text{C}$ ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
- (a) $0,52^\circ\text{C}$ (b) $3,40^\circ\text{C}$ (c) $4,74^\circ\text{C}$
- $-0,37^\circ\text{C}$ (NaCl), $-0,28^\circ\text{C}$ (Na_2S), $-0,15^\circ\text{C}$ ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
- (a) $-7,56^\circ\text{C}$ (b) $-34,17^\circ\text{C}$ (c) $-70,81^\circ\text{C}$
- (a) 1,83 pulg. (b) 6,45 pulg. (c) 4,88 pulg.
- (a) 1,83 pulg., 330 g (b) 6,44 pulg., 1160 g (c) 4,88 pulg., 879 g
- Ver la Figura 6.10.
- No, porque hubo suficiente tiempo para que se absorbiera en el estómago y el intestino delgado.

57. Debido a que el punto de ebullición y la densidad pueden cambiar con la cantidad de disolvente disuelto, esto es útil para conocer ambos.
59. Se encontrarían trazas de los compuestos en los pulmones del hombre joven aunque fueran la causa de la muerte, debido a que los limpiadores basados en el petróleo se difundirían gradualmente fuera de sus pulmones.

Capítulo 7

- Los compuestos orgánicos se aislaron de la vida o de los primeros organismos vivos. Los compuestos inorgánicos se consideró que estaban formados por los elementos restantes (basados principalmente en compuestos sin carbono) de la tabla periódica.
- C_nH_{2n+2} . Disolventes y carburantes.
- C_nH_{2n} (alquenos) y C_nH_{2n-2} (alquinos).
- Cada línea representa un enlace y cada esquina (que no ha sido etiquetada de otro modo) representa un átomo de carbono. Los átomos de hidrógeno están implícitos y unidos a cada átomo de carbono con un número total de cuatro enlaces.
- Reagrupando los átomos en una molécula se cambia la forma de ésta. Esto influye en la polaridad, que a su vez afecta a la solubilidad, el punto de fusión/congelación, la presión de vapor y otras muchas propiedades.
- Significa que hay más de un modo de reagrupar los electrones en la molécula y que mantenga la misma estructura.
- El grupo funcional amina contiene un nitrógeno unido a la molécula ($-NH_2$ o similar). Una amina primaria tiene sólo un átomo de carbono unido con el nitrógeno (CNH_2), mientras que unas aminas secundaria y terciaria tienen, respectivamente, dos (C_2NH) y tres (C_3N) carbonos unidos con el nitrógeno.
- Los congéneres son compuestos que tienen los mismos grupos funcionales. El metanol, el etanol, el 1-propanol, el 2-propanol y otros alcoholes son congéneres.
- Las cetonas, los éteres y los ésteres contienen todos átomos de oxígeno. Las cetonas tienen un grupo $C=O$ cerca del centro de la molécula. Los éteres tienen un átomo de oxígeno dentro de la molécula: $C-O-C$. Los ésteres tienen un grupo $C=O$ en el centro de la molécula que está unido a un átomo de oxígeno, el cual también está unido a otro átomo de carbono.
- Una base de Brønsted-Lowry es un aceptor de protones. Una base de Arrhenius es un compuesto que produce OH^- en disoluciones acuosas. El $NaOH$ es una base de Arrhenius y el NH_3 es una base de Brønsted-Lowry.
- (a) Metano. (b) Pentano. (c) Propano. (d) Hexano.
- (a) C_5H_{12} (b) C_3H_8 (c) C_8H_{18} (d) CH_4
- (a) CH_4 (b) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
(c) $CH_3CH_2CH_3$ (d) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$
- (a)  (b) 
(c)  (d) 
- (a) C_4H_6 , $HCCCH_2CH_3$, 
(b) C_5H_{10} , $CH_3CHCHCH_2CH_3$, 
(c) C_6H_{12} , $CH_2CHCH_2CH_2CH_2CH_3$, 
(d) C_8H_{14} , $CH_3CH_2CCCH_2CH_2CH_2CH_3$, 
- (a) Dos. (b) Tres. (c) Dos. (d) Cuatro.
- (a) 2-metilpentano. (b) 3-metilhexano.
(c) 3-metilhexano. (d) 2-metilbutano.
- (a) 
- (b) 
- (c) 
- (d) 
- (a) $(CH_2)_3$ (b) $(CH)_6$ (c) $(CH_2)_6$ (d) $CH_3C(CH_3)_5$
- (a) $CH_3C(O)CH_3$
(b) $CH_3CH_2OCH_2CH_2CH_3$
(c) $CH_3OC(O)CH_3$ (d) $CH_3C(O)CH_2CH_3$
- (a) 3-hexanona. (b) Etoxibutano. (c) Pentoato de etilo. (d) 3-hexanona.
- (a) $CH_3CH_2CH_2CH_2NH_2$
(b) $CH_3CH_2NH(CH_3)$ (c) $(CH_3CH_2)_3N$
(d) $CH_3CH_2CH_2CH_2N(CH_3)CH_2CH_3$
- (a)  (b) 
(c)  (d) 
- (a) $CH_3CH(OH)CH_2CH_3$
(b) $HOCH_2CH_2CH_3$
(c) $CH_3CH_2CH(OH)CH_2CH_3$
(d) $CH_3CH(OH)CH_2CH_2CH_2CH_3$
- (a) Pentanal. (b) Ácido hexanoico. (c) 2-pentanol.
(d) Hexanal.

51. (a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CO}(\text{OH})$
(b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$
(c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CO}(\text{OH})$
(d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$
53. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, 1-hexanol;
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$, 2-hexanol;
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$, 3-hexanol.
55. (a) El 3-metilpropano es realmente el butano.
(b) El 2-propiletano es realmente el pentano.
(c) El nombre correcto es 4-etilheptano.
(d) El 2-metiletano es realmente el propano.
57. (a) El ácido 3-propanoico es un nombre incorrecto porque el grupo ácido carboxílico debe estar en el número de posición más bajo posible. El nombre correcto es ácido 1-propanoico, o simplemente ácido propanoico. (b) El 2-propanal no existe porque no puede haber un grupo aldehído en el segundo carbono de una molécula de propano. Si hubiera un grupo $\text{C}=\text{O}$ en el segundo carbono se debería llamar 2-propanona, o simplemente propanona. (c) La 1-butanona no existe porque no puede haber un grupo cetona en un carbono terminal de una cadena. Si el grupo $\text{C}=\text{O}$ estuviera en un carbono terminal de una molécula de butano se debería llamar butanal. (d) El nombre más correcto del 3-butanol es 2-butanol. El grupo alcohol debería estar en el número de posición más bajo posible, y el tercer carbono se convierte en el segundo carbono cuando la cadena del butano se numera desde el grupo opuesto.
59. (a) Neutro. (b) Ácido. (c) Ácido. (d) Base.
61. Marihuana, GHB, 1,4-butanodiol, lorazepam y morfina.
63. Cetamina, *OxyContin* y *Vicodina*.
65. Heroína, marihuana, MDMA, MDA, *OxyContin*, *Vicodina*, codeína y morfina.
67. Metanfetamina, cocaína, heroína, marihuana, MDMA, MDA, cetamina, LSD, hongos *Psilocybin*, *OxyContin*, *Vicodin*, *Ritalin*, *Xanax*, lorazepam, clonazepam y morfina.
69. CH_3OH (metanol) $\rightarrow$ CH_2O (metanal) $\rightarrow$ $\text{CHO}(\text{OH})$ (ácido metanoico) y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (etanol) $\rightarrow$ CH_3CHO (etanal) $\rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CO}(\text{OH})$ (ácido etanoico).
71. $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ (cadaverina) y $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ (putrescina).
73. La región del grupo funcional de la prueba en FTIR muestra sólo el tipo de grupos funcionales (estructuras como alcoholes, aldehídos, cetonas, aminas, etc.), pero ofrece pequeños datos en términos de cuántas de esas estructuras están presentes en la molécula. Por lo tanto, sería muy difícil diferenciar el 1-butanol (un grupo $\text{C}-\text{OH}$) del 1,4-butanodiol (dos grupos $\text{C}-\text{OH}$) examinando sólo esta región. Sin embargo, la región de los huella dactilares de las pruebas en

FTIR serían únicas, y hay una diferencia visible entre los dos compuestos en cuestión.

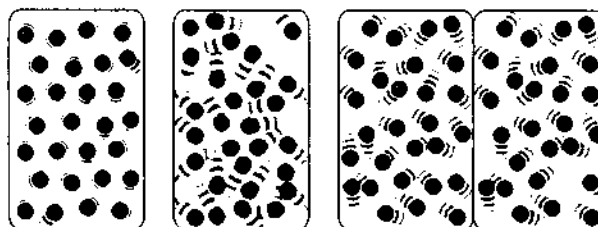
Capítulo 8

1. La mayoría de los átomos no tienen la capa de electrones de valencia llena. Para obtener una capa llena pueden compartir electrones para formar un enlace: $\text{H}\cdot + \text{H}\cdot \rightarrow \text{H}\cdot\cdot\text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$
3. Cuando los átomos intercambian o comparten electrones, alcanzan una capa de valencia llena. Esto es una configuración estable que minimiza la energía de los átomos presentes.
5. Los átomos forman enlaces covalentes cuando comparten los electrones de la misma manera. Los átomos forman enlaces iónicos cuando intercambian (dan o aceptan) electrones.
7. Se formará un doble enlace entre dos átomos cuando ambos necesiten el segundo enlace para alcanzar una capa de valencia completa. Por ejemplo, el oxígeno necesita dos electrones para formar un octeto. Si cada oxígeno comparte dos electrones con otro, se forma un doble enlace.
9. Las estructuras resonantes muestran posibles estructuras equivalentes basadas en la localización de los electrones en enlaces múltiples o en pares solitarios. No representan un enlace exacto en la molécula porque el enlace real es una combinación de las estructuras resonantes.
11. Según la teoría de VSEPR, la región de electrones alrededor de un átomo se moverá hasta que estén lo más lejos posible. El número de regiones de electrones determina el ángulo necesario entre regiones para permitir una separación máxima. El ángulo describe la geometría electrónica de la molécula.
13. La naturaleza de la región de electrones no afecta a la geometría electrónica global de la molécula. Sin embargo, el "tamaño" de una región electrónica depende de su naturaleza (enlace sencillo, doble enlace, triple enlace, par solitario). Los pares solitarios ocupan más espacio que los enlaces, y por ello causan una distorsión de los ángulos del enlace para obtener más espacio para ellos. Esto altera ligeramente la geometría electrónica.
15. Como se describió en el Problema 13, la naturaleza de las regiones electrónicas altera ligeramente la geometría. Debido a que la geometría electrónica determina la geometría molecular, ésta también se ve afectada (aunque ligeramente) por la naturaleza de las regiones electrónicas en la molécula.
17. Los estereoisómeros se producen cuando dos compuestos comparten la misma fórmula química y las mismas conexiones entre átomos, pero muestran diferencias en la manera en que sus átomos están ordenados tridimensionalmente. Esto es muy importante en la química de las drogas, pues diferentes estereoisómeros pueden tener propiedades muy distintas.

19. La forma molecular de los neurotransmisores es la función clave que controla su respuesta en el canal de acceso de la neurona. Las paredes del túnel son filamentos de moléculas de proteína dispuestas de manera que los neurotransmisores de una forma y tamaño particulares puedan pasar.
21. La cocaína y otras drogas ilegales producen un cambio permanente en la función del cerebro al destruir los canales de acceso. El daño resultante en las neuronas a menudo lleva a depresión y otros síntomas.
23. Los inmunoanálisis son un método para discernir, ya que no proporcionan una identificación definitiva de un compuesto químico. Debido a que la geometría molecular es una parte importante de cómo funciona el inmunoanálisis, es posible que una molécula que tiene una forma similar a un antígeno (o su anticuerpo) cause la misma reacción en el inmunoanálisis que la molécula a determinar.
25. $\text{H}-\ddot{\text{I}}:$
27. (a) $\cdot\ddot{\text{As}}:$
(b) $\cdot\text{Be}\cdot$
(c) $\cdot\ddot{\text{N}}:$
(d) $\cdot\ddot{\text{Al}}\cdot$
29. (a) $[\text{K}]^{1+}[\ddot{\text{P}}:]^{3-}[\text{K}]^{1+}$
 $[\text{K}]^{1+}$
(b) $[\ddot{\text{I}}:]^{1-}[\text{Ba}]^{2+}[\ddot{\text{I}}:]^{1-}$
(c) $[\text{Ca}]^{2+}[\ddot{\text{O}}:]^{2-}$
(d) $[\text{Na}]^{1+}[\ddot{\text{N}}:]^{3-}[\text{Na}]^{1+}$
 $[\text{Na}]^{1+}$
31. (a) $[\text{:N}\equiv\text{C:}]^{1-}$
(b) $\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ | \\ \ddot{\text{O}}-\text{P}-\ddot{\text{O}}: \\ | \\ \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{3-}$
(c) $\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ || \\ \text{C} \\ / \backslash \\ \ddot{\text{O}}: \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-} \longleftrightarrow \left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ || \\ \text{C} \\ / \backslash \\ \ddot{\text{O}}: \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-} \longleftrightarrow \left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}: \\ || \\ \text{C} \\ / \backslash \\ \ddot{\text{O}}: \ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$
(d) $[\ddot{\text{O}}-\text{H}]^{1-}$
33. (a) $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{P} \\ / \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
(b) $\ddot{\text{I}}-\ddot{\text{I}}:$
(c) $\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ / \backslash \\ \text{F} \quad \text{F} \end{array}$
(d) $\ddot{\text{S}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}$
35. (a) Lineal. (b) Tetraédrica. (c) Trigonal planar. (d) Tetraédrica.
37. (a) Tetraédrica. (b) Tetraédrica. (c) Trigonal planar. (d) Lineal.
39. (a) Lineal. (b) Tetraédrica. (c) Trigonal planar. (d) Lineal.
41. (a) Trigonal piramidal. (b) Lineal. (c) Trigonal planar. (d) Lineal.
43. (a) Covalente no polar. (b) Covalente polar ($\rightarrow$). (c) Covalente polar ($\rightarrow$). (d) Covalente no polar.
45. (a) Polar. (b) No polar. (c) Polar. (d) No polar.
47. (b) $<$ (a) $<$ (c) $<$ (d)
49. (d) $<$ (c) $<$ (a) $<$ (b)
51. El oxígeno en la parte superior del anillo es tetraédrico, y el oxígeno del lado derecho del anillo es trigonal planar.
53. Una muestra típica de sangre no tiene tantos factores de complicación como la muestra tomada en el caso de la gelatina. El cadáver había sido embalsamado (lo que significa que la mayoría de la sangre se había eliminado del cuerpo y remplazado por metanol), y las aguas subterráneas se habían filtrado en el ataúd. Estos factores disminuyen la cantidad de LSD presente en el cuerpo, lo que hace menos fiable el análisis. Una muestra de sangre normal es pura, en un cuerpo vivo, y dará resultados más fiables.

Capítulo 9

1. La energía se transfiere a medida que los átomos "chocan" unos con otros, hasta que la energía se distribuye uniformemente en toda la muestra. Cuando las masas son iguales, la temperatura de equilibrio es 275 °C. Cuando la masa del cobre caliente es dos veces la masa del cobre frío, la temperatura de equilibrio es 350 °C.

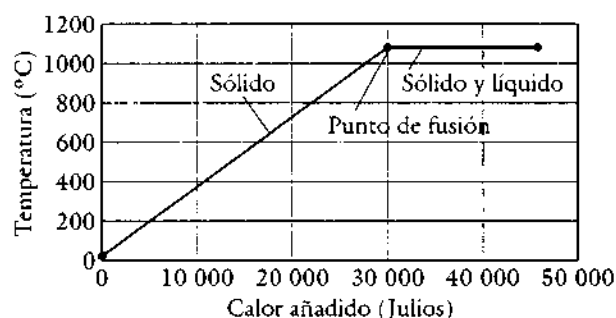


Cu a 50 °C Cu a 500 °C Cu en equilibrio térmico (275 °C)

3. El calor es una forma de energía que se transfiere de un objeto caliente en contacto con un objeto frío. La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de las partículas en un sistema.
5. El calor fluirá tanto de la disolución al termómetro como del termómetro a la disolución, cambiando la temperatura.
7. Una explosión súbita se produce cuando se calienta un exceso de combustible en ausencia de oxígeno. Se puede prevenir ventilando la habitación.

9. $\text{CH}_4(g) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$ (compuesto orgánico); $2\text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CaO}(s)$ (metal); $\text{S}_8(s) + 12\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{SO}_3(g)$ (no metal)
11. Comparar el número de oxidación del elemento en cada lado de la ecuación química. La oxidación es una pérdida de electrones y la reducción es una ganancia de electrones. Los electrones tienen carga negativa, y por ello la oxidación resulta en un número de oxidación más positivo y la reducción en un número de oxidación menos positivo.
13. Si los productos tienen más energía que los reactantes, el sistema absorbe energía de los alrededores (endotérmica). Si los productos tienen menos energía que los reactantes, el sistema libera energía a los alrededores (exotérmica).
15. El incendio súbito tiene lugar cuando el calor de un fuego en una zona pequeña alcanza el techo y entonces se extiende por toda la habitación. La capa caliente de humo y gases aumenta su temperatura y su grosor, e irradia calor hacia abajo hasta que los materiales alcanzan la temperatura de autoignición, superando la energía de activación de la reacción de combustión. Las condiciones para un incendio súbito se pueden prevenir permitiendo que salga el humo.
17. Los compuestos con fuerzas intermoleculares fuertes tienen capacidades caloríficas más elevadas que aquellos con fuerzas intermoleculares débiles. Los compuestos con enlaces de hidrógeno (como el agua) tienen capacidades caloríficas elevadas, y los compuestos no polares (como el hexano) tienen capacidades caloríficas pequeñas.
19. Las baldosas del suelo parecen más frías que la moqueta debido al flujo de calor de los pies descalzos al material. Las baldosas conducen el calor más rápidamente que la moqueta y tienen una capacidad calorífica relativa mayor que la moqueta.
21. Frecuentemente los acelerantes no se consumen por completo en un incendio debido a que la vaporización del combustible líquido es un proceso endotérmico. Esto disminuye la temperatura de la región de alrededor del combustible hasta el punto de que no hay suficiente calor para que tenga lugar la combustión completa.
23. Al calentar el crudo de petróleo, los compuestos destilan de la mezcla según su punto de ebullición. La gasolina tiene componentes con puntos de ebullición desde aproximadamente 40 °C hasta 220 °C. El queroseno tiene componentes con puntos de ebullición entre 175 °C y 270 °C. La gasolina tiene más componentes con pesos moleculares bajos, y el queroseno tiene más componentes con pesos moleculares elevados.
25. (a) 105 J (b) 460 200 J (c) 50 000 J (d) 308 000 J
27. (a) 46 000 J/g (b) 48 100 J/g (c) 41 800 J/g (d) 41 500 J/g

29. (a) 43 300 J/g (b) 43 500 J/g (c) 43 700 J/g (d) 44 000 J/g
31. (a) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
(b) $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8\text{O}_2 \rightarrow 5\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
(c) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O} + 9\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
(d) $2\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O} + 23\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 16\text{H}_2\text{O}$
33. (a) $\text{C}_3\text{H}_4 + 4\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
(b) $\text{C}_4\text{H}_8 + 6\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
(c) $2\text{C}_{10}\text{H}_{22} + 31\text{O}_2 \rightarrow 20\text{CO}_2 + 22\text{H}_2\text{O}$
(d) $\text{C}_8\text{H}_{16} + 12\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$
35. (a) +2 (b) O: -2, Cu: +2 (c) O: -2, S: +4 (d) O: -2, H: +1, N: -3
37. (a) CO_2 (reducido) y H_2O (oxidado).
(b) CH_4 (oxidado) y O_2 (reducido).
39. (a) CO (oxidado) y O_2 (reducido).
(b) Na (oxidado) y H_2O (reducido).
41. 0,899 J/g °C
43. 14 kJ
45. 4,5 g
47. $8,547 \times 10^8$ J
49. 213 mL
51. 46 000 J
- 53.



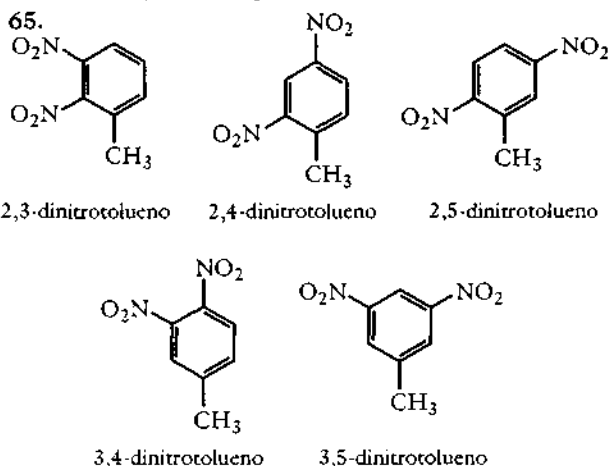
55. 2,38 g
57. 9200 J/g
59. Un tapón sólido debe tener una temperatura de fusión que permita que se funda a las temperaturas típicas alcanzadas en un fuego, pero no durante la operación normal del edificio. El líquido en un vial debe tener una temperatura de ebullición con las mismas características.
61. Sólo si hay una significativa mayor cantidad de benceno en una muestra sospechosa que en la muestra de referencia se podría usar para determinar si se ha utilizado un acelerante para iniciar un incendio.
63. También debe ser suficiente prueba para demostrar que la caja eléctrica fue la fuente del fuego.
65. Si la temperatura del humo es suficientemente elevada, la exposición del humo a la atmósfera rica en oxígeno que hay fuera de la estructura podría permitir que las partículas que componen el humo ardan una vez que han alcanzado el aire libre.

67. Si una gran cantidad de humo caliente está atrapada cerca del techo, es totalmente posible que un detector de fuegos de plástico pueda derretirse durante un incendio incluso aunque nunca se haya manipulado.
69. Las zonas chamuscadas entre las juntas de las tablas pueden observarse fácilmente si dichas juntas están lo suficientemente cerca para limitar la cantidad de oxígeno.

Capítulo 10

- Debe ser capaz de liberar una gran cantidad de energía, reaccionar instantáneamente y liberar cantidades sustanciales de productos gaseosos.
- La mayoría de los explosivos débiles sirven como propulsores para pistolas y artillería militar.
- Para las moléculas de los explosivos es importante que contengan C, H y O porque se obtienen productos de combustión gaseosos (dióxido de carbono y agua), y el compuesto ya contiene algo (si no todo) del oxígeno necesario para producir esos productos.
- Las partículas de gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son relativamente grandes. Las partículas de gas actúan de forma independiente unas de otras; no hay fuerzas de atracción ni repulsión entre ellas. Las partículas de gas están continuamente moviéndose al azar en línea recta hasta que chocan entre ellas y con las paredes del recipiente. La energía cinética media de las partículas de gas es proporcional a la temperatura del gas.
- Los gases se pueden comprimir en mayor medida que los líquidos y los sólidos debido a que hay más espacio entre las partículas. Ver la Figura 10.2.
- Por encima del UEL (límite de explosión superior), la mezcla combustible-aire es demasiado rica en combustible para que éste reaccione explosivamente, debido a que la reacción está limitada por la cantidad de oxígeno presente en la mezcla.
- El volumen es directamente proporcional al número de partículas de gas. Ver la Figura 10.2.
- La ley de Gay-Lussac indica que la presión es directamente proporcional a la temperatura. Ver la Figura 10.4.
- Las condiciones de 1 atm de presión y 0 °C.
- La ley de Dalton de las presiones parciales establece que la presión total de una mezcla gaseosa es la suma de las presiones de cada componente de la mezcla. Esto requiere que cada gas se comporte de forma independiente a todos los demás gases en la mezcla, y que cada gas continúe experimentando colisiones exactamente de la misma manera. Esto concuerda con las cuatro premisas de la teoría cinética molecular de los gases. Si las partículas de un gas actúan de forma independiente unas de otras, es normal decir que las partículas de un gas actúan de forma independiente de las partículas de un segundo gas.
- Los marcadores químicos son compuestos con elevadas presiones de vapor que los fabricantes incluyen en los explosivos plásticos. El compuesto con alta presión de vapor forma un vapor alrededor del explosivo plástico que se detecta con más facilidad que el propio explosivo.
- Las "etiquetas", los marcadores y los isómeros ayudan a los agentes de seguridad en todas las fases de la detección e identificación de explosivos. Los marcadores químicos permiten detectar explosivos antes de que sean usados. Las "etiquetas" y los isómeros permiten identificar un explosivo antes o después de la detonación, lo que ayuda a los agentes de seguridad a seguir la pista del explosivo desde la fábrica, pasando por su punto de venta, hasta su uso, y detectar cualquier actividad ilegal a lo largo del camino.
- (a) 3,5 mol (b) 6,5 mol (c) 3 mol (d) 3 mol
- (a) 2 mol (b) 5 mol (c) 5,5 mol (d) 7,5 mol
- (a) Aumenta. (b) Aumenta. (c) Disminuye. (d) Disminuye.
- (a) 0,159 mol (b) 0,600 L (c) 2,59 L (d) 1,07 mol
- (a) 3,93 atm (b) 0,0294 L (c) 1,30 L (d) 1,30 atm
- (a) 2400 K (b) 2,18 atm (c) 708 K (d) 16,8 atm
- (a) 1470 K (b) 2,70 L (c) 1,20 L (d) 505 K
- (a) 172 L (b) 741 L (c) 3,32 L (d) 22,3 L
- (a) 4,61 L (b) 1,37 L (c) 62,5 L (d) 15,4 L
- (a) 0,716 g/L (b) 0,143 g/L (c) 1,25 g/L (d) 1,97 g/L
- 8,01 L
- 151 L
- 37,2 atm
- 22,09 L
- 6710 K
- 36,7 atm
- Negativo.
- Los explosivos con un balance positivo de oxígeno producirán humo blanco debido a que el componente mayoritario será vapor condensado en pequeñas partículas producidas por la explosión. Los explosivos con un balance negativo de oxígeno producirán humo negro y hollín debido a que habrá una parte de las partículas de combustión compuestas principalmente por restos de carbono.
- Los gases están en constante movimiento y chocan al azar con otras moléculas de gas. Una explosión requiere que el combustible, el oxígeno y la fuente de ignición estén presentes simultáneamente. Si la presión parcial del combustible está por debajo del LEL no ocurrirá la explosión; si está por encima, no hay suficiente oxígeno para que la reacción continúe. Debido a que las moléculas gaseosas de los combustibles están en constante movimiento aleatorio, un combustible presente inicialmente a una presión parcial por encima del UEL podría convertirse pronto en un explosivo cuando se mezcla con el oxígeno gas del entorno, reduciendo así su presión parcial.

63. Para una respiración correcta, los pulmones de una persona deben ser capaces de expandirse y contraerse (mediante los movimientos del diafragma) para crear una diferencia de presión con respecto a la atmósfera externa. Para inspirar, los pulmones se expanden (aumenta V), reduciendo la presión (disminuye P) del aire en ellos y atrayendo el aire exterior. Para espirar, los pulmones se contraen (disminuye V), aumentando la presión (aumenta P) del aire en ellos y forzando a que éste salga del cuerpo. Si se sufre una herida punzante, entonces los pulmones tienen mucha dificultad para crear una diferencia de presión y es muy difícil respirar.



67. Debido a que los explosivos se utilizan con tanta frecuencia y en tan grandes cantidades, las etiquetas se extenderían hasta tal punto que sería muy difícil diferenciar las que ya hay en el medio ambiente de las que podrían indicar la presencia de un artefacto explosivo en la escena de un crimen.

Capítulo 11

- Las velocidades de las reacciones químicas son muy importantes para la determinación del momento de la muerte.
- Los reactantes deben colisionar para que tenga lugar una reacción. Las colisiones deben tener energía elevada. Las partículas que colisionan deben estar debidamente orientadas para que ocurra la reacción.
- La concentración inicial de los reactantes determina el número de colisiones que pueden tener lugar entre las moléculas de los reactantes.
- Si la ropa está seca, la prueba biológica se degrada más lentamente. Por lo tanto, los científicos forenses pueden obtener más información.
- No, sólo permite que la reacción ocurra de manera más rápida.
- Añadiendo un catalizador se proporciona una vía alternativa (mecanismo) para que la reacción tenga lugar; una vía que requiere menos energía que la de una reacción sin catalizador.
- Cuanto mayor sea el área superficial de un catalizador heterogéneo, más sitios de reacción en la superficie del catalizador estarán disponibles.
- Ver la Figura 11.2. Las colisiones también deben tener la orientación correcta para que tenga lugar una reacción. Como resultado, sólo una fracción de las moléculas en el área sombreada bajo la campana acabarán reaccionando.
- Heterogéneo.
- El método para este análisis se basa en conocer la velocidad a la cual el etanol se oxida a dióxido de carbono en el cuerpo.
- La velocidad de una reacción catalizada por una enzima se doblará porque el número de colisiones será el doble. En algún momento, las moléculas de la enzima impedirán la mezcla y la colisión de las moléculas de los reactantes, de modo que finalmente la velocidad disminuirá.
- Esta información se puede usar para estimar la concentración en el suero sanguíneo de aquellas drogas en un tiempo anterior (cuando se tomaron originalmente). Esto puede ayudar a predecir el grado de intoxicación y determinar si una droga pudo ser la causa de la muerte de una víctima.
- 200 minutos.
- En el momento en que un faro encendido se rompe, el filamento se oxida muy rápidamente cuando los gases inertes se reemplazan por aire. Si el filamento está muy oxidado, los faros estaban encendidos.
- El retraso de la actividad de un insecto podría deberse a la menor temperatura media en el norte de California a finales de invierno y principios de primavera.

Capítulo 12

- Observando qué ocurría cuando se colocaba un mineral cristalino y una placa fotográfica en un lugar oscuro, Henri Becquerel desmintió la hipótesis de que la fosforescencia estaba relacionada con los rayos X del sol.
- Habría encontrado que los materiales fosforescentes no emiten rayos X y habría tratado de encontrar otra manera de explicar este fenómeno.
- Los neutrones ejercen fuerzas atractivas en los protones y otros neutrones. Esto vence las fuerzas de repulsión entre los protones cargados positivamente.
- En la descomposición alfa, el número de neutrones disminuye en 2 y el número de protones en 2. En la descomposición beta, el número de neutrones disminuye y el número de protones aumenta en 1. Los rayos gamma no cambian el número de protones ni de neutrones.
- Las partículas alfa tienen el poder de ionización más elevado, y las partículas gamma tienen el poder de ionización más bajo.
- Las partículas alfa, porque tienen el poder de ionización más elevado. También tienen el poder de

penetración menor, y por ello permanecen en el cuerpo hasta que han afectado a una gran cantidad de tejidos.

13. Se conserva el número total de protones y neutrones en cada lado de la ecuación, no la identidad de los elementos.
15. El análisis no destructivo de muestras es conveniente porque deja abierta la posibilidad de analizarlas usando otras técnicas en una fecha posterior.
17. Ver la Figura 12.4. El núcleo del reactor del sistema (en naranja) genera el calor mediante una fisión nuclear. La generación de vapor del sistema (en azul) transfiere el calor al vapor, el cual mueve las turbinas. La torre de enfriamiento del sistema (en gris) enfría el vapor, de manera que no perjudica al medio ambiente.
19. Las reacciones de fisión implican la fragmentación de un isótopo nuclear en partículas más pequeñas. Las reacciones de fusión implican la combinación de isótopos nucleares pequeños en un isótopo más grande. La fusión es más conveniente para la generación de electricidad debido a que libera mucha más energía y no produce residuos radiactivos. Desafortunadamente, la temperatura de fusión es tan alta que no se conocen materiales que puedan experimentar la reacción y recoger la energía producida.
21. Una reacción nuclear en cadena ocurre cuando una reacción de fisión genera múltiples partículas pequeñas (frecuentemente neutrones) que a su vez inician más reacciones de fisión. Ver Figura 12.5.
23. Los radioisótopos utilizados para diagnóstico médico deben tener una afinidad por un órgano particular o sistema específico como objetivo dentro del cuerpo que esté siendo analizado. También deben tener una vida corta dentro del cuerpo y un poder de ionización mínimo. Los radioisótopos usados para el tratamiento del cáncer también deben tener una vida corta y un poder de penetración mínimo, para limitar el daño en los órganos o sistemas no destinados a recibir el tratamiento.
25. Hay menos posibilidades de que los isótopos radiactivos se evaporen y dispersen en la atmósfera.
27. (a) $^{131}\text{I} \rightarrow ^{131}\text{Xe} + {}_{-1}\text{e}$
(b) $^{220}\text{Fr} \rightarrow ^{216}\text{At} + {}^4_2\text{He}$
(c) $^{60}\text{Co} \rightarrow ^{60}\text{Ni} + {}_{-1}\text{e}$ (d) $^{226}\text{Ra} \rightarrow ^{222}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$
29. (a) ${}_{-1}\text{e}$ (b) ^{235}U (c) ${}^3_2\text{He}$ (d) ^{231}Th
31. (a) ^{57}Fe (b) ^{60}Co (c) ${}_{-1}\text{e}$ (d) ^{36}Ar
33. El pelo crece lentamente y está compuesto por proteínas residuales y otros compuestos del cuerpo. Los metabolitos de la droga se incorporan como parte del pelo. Si la velocidad con que crece el pelo fuera conocida (o pudiera ser estimada), se podría utilizar la técnica NAA para detectar los metabolitos de la droga en el pelo. La distancia por encima del

fóliculo donde están localizados los metabolitos podría determinar el tiempo transcurrido desde que la persona tomó la droga.

35. 724,5 días.

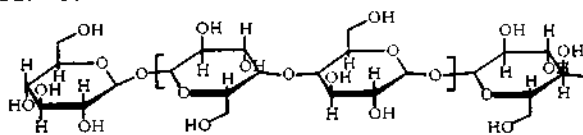
Capítulo 13

1. Una toxina es una sustancia venenosa de origen natural producida por un organismo vivo. Un veneno es cualquier compuesto que perjudica o daña a un organismo vivo.
3. Prácticamente cualquier sustancia puede ser letal si está presente en cantidades suficientes. Incluso el agua, que es necesaria para vivir, si se bebe en exceso puede actuar como un veneno al variar seriamente el equilibrio de los electrolitos del cuerpo.
5. La reacción inversa de un sistema puede ocurrir siempre y cuando las moléculas del producto colisionen con suficiente energía para superar la barrera de activación y con la orientación correcta para producir los reactivos.
7. Disminuye debido a que la cantidad de reactivo disminuye en función del tiempo.
9. Porque no hay cambio neto en la concentración de los reactantes.
11. Un catalizador no tiene efecto en la constante de equilibrio ni en las concentraciones de los reactivos o de los productos en equilibrio. Simplemente acelera la velocidad inicial de la reacción, permitiendo que se alcance el equilibrio más rápidamente.
13. Si la constante de equilibrio es grande, predominan los productos. Si la constante de equilibrio es pequeña, predominan los reactivos.
15. El sistema en equilibrio tendría numerosas moléculas de C y D, y menos moléculas de A y B.
17. Varios tipos de enfermedades pulmonares causan acidosis, consecuencia de la incapacidad del cuerpo para eliminar el dióxido de carbono de la sangre. Esto hace que la sangre y otros fluidos sean más ácidos de lo normal.
19. La adición de reactivo produce más producto; la eliminación de reactivo produce más reactivo. La adición de producto produce más reactivo; la eliminación de producto produce más producto.
21. La oxihemoglobina (HbO_2) de la sangre se transporta a las células, donde se libera el oxígeno para producir hemoglobina (Hb), que entonces vuelve de nuevo a los pulmones para recoger más oxígeno.
23. El monóxido de carbono se une a la hemoglobina más fuertemente que el oxígeno. Esta unión competitiva hace que el monóxido de carbono sea tóxico debido a que impide el suministro de oxígeno a las células.

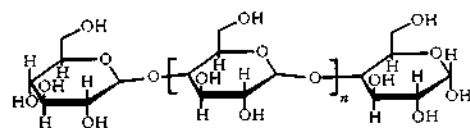
25. Añadir a la disolución un sulfuro, tal como el Na_2S , provocaría que el equilibrio de solubilidades cambiase hacia la producción de más sólido, minimizando la cantidad de arsénico disuelto.
27. El envenenamiento por mercurio requiere que el mercurio(II) sea un ion libre en disolución. El dimercaprol compleja al mercurio debido a la extremadamente grande constante de equilibrio entre el mercurio(II) y el grupo $-\text{SH}$ de la cisterna, evitando así los efectos tóxicos del mercurio.
29. El alcohol en sangre está en equilibrio con el alcohol en el aire de los pulmones. Esto significa que la razón entre el alcohol en sangre y el alcohol en el aire de los pulmones permanece constante.
31. El análisis del monóxido de carbono no podría ser el único elemento de prueba para averiguar si la muerte fue un suicidio, un homicidio o un accidente. El monóxido de carbono podría ser la causa de la muerte en cualquiera de estos casos.
13. Los aminoácidos contienen un grupo funcional amino, un grupo funcional carboxílico y un grupo orgánico unido al átomo de carbono central. El grupo unido al átomo de carbono central distingue a un aminoácido de otro.
15. La estructura primaria de una proteína es la cadena de polipéptido que se une con las unidades de monómeros de aminoácidos. La estructura secundaria resulta de la interacción de las cadenas de aminoácidos para doblarse en varias superestructuras.
17. Las estructuras secundarias se mantienen unidas mediante un enlace de hidrógeno y enlaces disulfuro.
19. Las estructuras terciarias y cuaternarias de las proteínas se mantienen unidas por interacciones hidrófobas, puentes iónicos, enlaces disulfuro y enlaces de hidrógeno.
21. Los filamentos de DNA se mantienen unidos mediante enlaces de hidrógeno de los pares de bases de DNA. Los enlaces covalentes entre los filamentos serían problemáticos debido a que la replicación del DNA y otras funciones requieren la "apertura" de los filamentos de DNA. Los enlaces covalentes no lo permitirían.

Capítulo 14

1. Las moléculas de los lípidos incluyen una variedad de compuestos tales como aceites, grasas y ceras. Su propiedad física compartida es que no son solubles en agua, pero sí en un disolvente no polar.
3. Las ceras están hechas de un ácido graso, una molécula de ácido carboxílico de cadena de carbono larga y un alcohol de cadena larga para formar un éster. Ambas moléculas (ceras y ácidos grasos) son compuestos carboxílicos de cadena larga, pero las ceras son ésteres y los ácidos grasos son ácidos carboxílicos.
5. Las grasas y los aceites son ejemplos de triglicéridos. La diferencia entre ellos es que las grasas son semisólidas a temperatura ambiente y los aceites son líquidos a temperatura ambiente.
7. Sólido.
9. La glucosa es el monómero del almidón y la celulosa.
11. Celulosa:



Almidón:



23. AATCTGCTG; tres codones.
25. Asn-Arg-Arg-Glu-His-Asn-Asn
27. CGCGAACGCCCCGACGGCGAC
29. El DNA mitocondrial (DNAm) proviene sólo del lado materno de la familia, lo que hace imposible distinguir entre los parientes maternos. Sin embargo, el DNAm no se descompone tan fácilmente como el DNA nuclear, y hay múltiples copias del DNAm dentro de una célula, lo cual hace muy sencilla su recuperación de una muestra utilizable.
31. Una fibra de una alfombra determinada, una fibra de un tejido de un automóvil y un pelo de cierto animal podrían quedar atrapados en la ropa de un individuo o en los zapatos mientras va hacia la escena de un crimen, y ser depositados allí. Cualquiera de esas fibras no serían útiles por ellas mismas, pero la combinación podría establecer una duda más que razonable de que cierto sospechoso estuviera presente en la escena del crimen.
33. 524
35. No, si sus madres son hermanas.
37. Los gemelos idénticos no se distinguen normalmente usando las técnicas conocidas.

Índice

Nota: El número de página seguido de una "f" indica figura; seguido de una "t" indica tabla. Las entradas en **negrita** son definiciones.

A

Abuso de disolventes, 202

Abuso de drogas

— cocaína en. *Ver* Cocaína, *Crack* de cocaína

— estructuras de sustancias en, 234f

— heroína en, 198–199, 198f, 212, 234f

— inhalación en, 202

— interacciones drogas-receptor en, 258–259, 258f, 259f

— metanfetamina en, 208–210, 234f

— oxicodona en, 211, 211f, 234f

— reacciones de primer orden en, 348–349, 348f

Acéite Compuesto que es líquido a temperatura ambiente y contiene ácidos grasos en los cuales las cadenas de carbono tienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono, 407–408, 407f

Acelerantes

— análisis de, 283–284, 290–294

— — caso en estudio de, 293–295

— — cromatografía de gases de, 292–293, 293f

— — muestra blanca en, 293

— calor de vaporización para, 282–283, 283t

— componentes de, 290–291

— trazas de, 283–284

Acetona (2-propanona), 212, 212f, 213t

Acidemia metilmalónica, 227–229

Ácido Compuesto que puede liberar iones hidrógeno en una disolución, 150–151, 151t

— débil 151, 151t

— definición Brønsted-Lowry de, 222

— definición de Arrhenius de, 222

— en la recuperación de números de serie de pistolas, 151, 152f

— en reacciones redox, 151, 152f

— fuerte, 151, 151t

— propiedades de, 151, 151t

— tampones para, 158

— usos criminales de, 151

Ácido 2-metilpropanoico, 197

Ácido acético, 151t

Ácido araquídico (icosanoico), 408t

Ácido araquidónico, 408t

Ácido aspártico, 412f, 418t

Ácido carbónico, 151t

Ácido carboxílico Compuesto

orgánico con grupos funcionales R-COOH, que consisten en un átomo de carbono terminal con un doble enlace con el oxígeno y un grupo OH, 220–221, 221t, 222

— en la extracción de *crack* de cocaína, 223

Ácido clorhídrico, 151t

— quemaduras de, 154–155

Ácido débil Ácido que es un electrolito débil, 151

Ácido desoxirribonucleico. *Ver* DNA

Ácido esteárico, 407, 407f, 408t

Ácido fluorhídrico, 151t

Ácido fosfórico, 151t

Ácido fuerte Ácido que es un electrolito fuerte, 151

Ácido glutámico, 412f, 418t

Ácido graso Compuesto que contiene un ácido carboxílico de cadena larga y un alcohol de cadena larga, 406–408, 407f

— en las ceras, 406

— en los triglicéridos, 407, 407f

— forma de, 407–408, 407f

— insaturado, 408, 408t

— saturado, 408, 408t

Ácido linoleico, 407f, 408, 408t

Ácido metanoico, 220, 220f

Ácido muriático, quemaduras de, 154–155

Ácido nítrico, 151t

Ácido oleico, 407, 407f, 408t

Ácido oxálico, en envenenamientos por etilenglicol, 399–400, 400f

Ácido propanoico, en acidemia metilmalónica, 197, 227–229

Ácido sulfúrico, 151t

Acidosis, 158

Actínidos, 96

Adicción. *Ver* Abuso de drogas

Adipocera, 153

Agitación, velocidad de disolución y, 139–140

Agua

— calentamiento, 281–283, 282, 282f

— capacidad de calor específica, 281

— como disolvente en disoluciones acuosas, 136

— como producto de combustión, 272

— continental, arsénico en, 398–399, 399f

— densidad de, 178

— densidad electrónica de, 137, 137f

— disolución en, 136–140. *Ver también* Disoluciones acuosas

— polaridad del, 137

— punto de congelación del, 178

— punto de ebullición del, 178

— purificación de, por ósmosis inversa, 186

Alanina, 412f, 418t

Albúmina, veneno unido a, 386–387, 387f

— constantes de equilibrio para, 392–393, 392t

Alcalosis, 158

Alcanos La clase más sencilla de compuestos orgánicos, que contienen enlaces sencillos carbono-carbono, 199–202, 199f, 200f, 221t

- Alcohol** Compuesto orgánico que contiene un grupo R-OH, 111, 217-218, 221t
 — concentración en la sangre, 217, 346-348, 347f
 — eliminación del cuerpo, 347-348, 347f
- Alcohol desnaturalizado** Mezcla venenosa de etanol y metanol, 111
- Aldehído** Compuesto orgánico que contiene un grupo funcional que consiste en R-CHO, un átomo de carbono con un doble enlace a un átomo de oxígeno y un enlace sencillo a un átomo de hidrógeno, 218, 219-220, 221t
- Alemania, nazis**
 — programas de armas nucleares de, 372-373
 — uso de la metanfetamina por, 208-210
- Alfredo, Richard**, 236-237, 260-263
- Allen, Nathan**, 300-301, 325-328
- Almidón** Polisacárido de glucosa que sirve como fuente de energía para el cuerpo, 410-411, 411f
- Alqueno** Clase de compuesto orgánico que tiene dobles enlaces carbono-carbono, 202-204, 221t
- Alquino** Clase de compuesto orgánico que tienen triples enlaces carbono-carbono, 205, 221t
- Amina** Compuesto orgánico que contiene nitrógeno, 216-217, 221t
 — como base, 222-223
 — en la extracción de *crack* de cocaína, 222-223
- Amina primaria** Amina en que el nitrógeno está unido a un átomo de carbono y dos átomos de hidrógeno, 216, 216f
- Amina secundaria** Amina en que el nitrógeno está unido a dos átomos de carbono y un átomo de hidrógeno, 216, 216f
- Amina terciaria** Amina en que un átomo de nitrógeno está unido a tres átomos de carbono, 216, 216f
- Aminoácido** Compuesto orgánico que contiene al menos un grupo amina y un grupo carboxílico, 413
 — estructura de, 412f, 413
- Amoníaco**, mortalidad de peces, 134-135, 158-160
- Analgesicos**
 — abuso. *Ver* Abuso de drogas
 — robo por empleados de hospital, 168-170, 188-189
- Análisis de DNA**, 416, 419-423
 — análisis de repeticiones en tándems cortos, 419-421, 419t, 422
 — caso en estudio de, 404-405, 422-423
 — de las víctimas del World Trade Center, 404-405, 422-423
 — DNA mitocondrial en, 421, 422-423
 — DNA nuclear en, 419-421, 419t, 422
- Análisis de drogas**, 92-93, 125-127, 168-169, 188-189, 190t, 260-263, 288-289, 290t
 — caso en estudio de, 188-189, 190t, 260-263
 — cromatografía de gases-espectrometría de masas en, 262-263
 — cromatografía líquida de alta resolución en, 189-190
 — en la intercepción de drogas, 203
 — ensayos de aplicación en, 112
 — ensayos inmunológicos en, 238, 260-262
 — ensayos radioinmunológicos en, 260-261
 — espectroscopia de infrarrojos en, 225-227, 225f-227f
 — investigación toxicológica en, 349
 — vida media en, 349-350, 351t
- Análisis de fibras**, 409
- Análisis de pruebas**
 — acelerante, 290-294. *Ver también* Investigaciones de escenas de fuegos
 — análisis de activación de neutrones en, 376-378, 377f, 378t
 — análisis de DNA en, 416, 419-423. *Ver también* Análisis de DNA
 — cromatografía de gases-espectrometría de masas en, 262-263
 — cromatografía de gases, 292-293, 292f, 293f
 — cromatografía líquida-espectroscopia de masas en, 327-328, 328f
 — cromatografía líquida de alta resolución en, 188-189
 — drogas, 92-93, 125-127, 168-169, 188-189, 190t
 — espectrofotometría en, 124-125, 124f, 125f
 — espectrofotómetro de infrarrojos de transformada de Fourier en, 227, 227f
 — espectroscopia de infrarrojos en, 225-227, 225f-227f
 — espectroscopia de masas en, 322-323, 322f, 323f
 — explosivos, 300-301, 325-328
 — fibras, 409
 — microscopio electrónico de barrido en, 83-85, 83f, 84f
 — radioisótopos en, 368
 — restos humanos. *Ver* Restos humanos
 — vidrio, 44
- Análisis de repeticiones en tándems cortos** Método de análisis de DNA, 419-423, 420t
- Análisis de salpicaduras de sangre**, 171-172, 172f
- Análisis de suelos**, 3, 19-20, 25, 44-49
 — caso en estudio, 3, 19-20, 24-25, 48-49
 — color en, 19-20, 45
 — composición mineral en, 47, 47f
 — forma y tamaño de las partículas en, 46, 46f
 — método del gradiente de densidad de, 44-45, 45f
 — recogida de muestras para, 48-49, 49f
 — textura en, 46, 46f
- Análisis ICP-OES**, 86
- Análisis por activación de neutrones (NAA)** Método experimental basado en reacciones de transmutación nucleares de una muestra colocada dentro de un reactor nuclear y bombardeada por neutrones, 376-378, 377f, 378t
- Anderson Publicly Owned Treatment Works (POTW)**, mortalidad de los peces del río White River y, 134-135, 158-160

Anilina, 210, 210f
Aniones Iones cargados
 negativamente, 97. *Ver también*
 Compuestos iónicos
 — nomenclatura de, 98
Anticongelante. *Ver* Etilenglicol
Anticuerpos Proteínas producidas
 por el sistema inmunitario como
 respuesta a la presencia de un
 antígeno específico, 260
Antídotos
 — para el envenenamiento por
 cianuro, 126–127
 — para el envenenamiento por
 mercurio, 393
Antígenos Moléculas que producen
 una reacción inmunitaria debido
 a que son externas al cuerpo, 260
Antropología forense, 368. *Ver*
también Restos humanos
 Arcilla, tamaño de partícula, 35, 35f
 Arena, tamaño de partícula, 35, 35f
 Arginina, 412f, 418t
 Aristóteles, 58–59, 58f
Armas de fuego
 — números de serie, 151, 152f
 — residuo de una bala, test para,
 83–85, 83f, 84f, 155, 155f
Armas nucleares, 372–374, 374f
Armstrong, Andrew, 294
Arsénico
 — en aguas subterráneas, 398–399,
 399f
 — fuentes naturales de, 398–399
Artefacto de dispersión radiológica
 Bomba casera cargada con
 material radiactivo; también
 denominada bomba sucia, 357,
 378–380
Asesinato de Wilfred Johnson,
 “Willie Boy”, 24–25, 48–49
Ashcroft, John, 356–357
Asparagina, 412f, 418t
Ataques terroristas
 — al World Trade Center, 404–405,
 422–423
 — bombas sucias en, 356–357, 373,
 378–380
 — en centrales nucleares, 368–369,
 371
Atentado de Oklahoma City, 247
Átomo La unidad más pequeña de
 un elemento que conserva todas
 las propiedades de los
 elementos, 6

— espectro de emisión y, 71–72,
 71f–73f
 — modelo de pudín de ciruela,
 64–65, 65f
 — núcleo de, 65
 — partículas subatómicas y, 64–66,
 66t
Átomos de carbono, prefijos para,
 198t
Autoignición Ignición sin contacto
 directo con una chispa o llama,
 280
Azúcares Monosacáridos o
 disacáridos, 409, 410f
Azúcares sencillos, 409

B

Balance de oxígeno Cantidad de
 oxígeno disponible para la
 oxidación en un compuesto
 explosivo, 304
Balas, números de serie de, 151,
 152f
Barras de control Barras de boro o
 hafnio utilizadas para regular la
 fisión en un reactor nuclear
 mediante la absorción de los
 neutrones necesarios para que
 tenga lugar la reacción en
 cadena, 370–371
Bases Compuestos que producen
 iones hidróxido en disolución,
 152–153, 152t
 — definición de Arrhenius de,
 222
 — definición de Brønsted-Lowry
 de, 222
 — en jabones, 152–153, 153f
 — en productos caseros, 152,
 152t
 — propiedades de, 152–153, 152t
 — tampones para, 158
Bases de nitrógeno, en DNA,
 416–417, 417f
Bass, Bill, 57–58, 85–86
Bebidas alcohólicas
 — como disoluciones acuosas, 136
 — intoxicación
 — — medida del contenido de
 alcohol en la sangre, 217,
 346–347
 — — resacas de, 219–220
 — — test de aplicación para,
 346–347

Becquerel, Henri, 357–358, 358f
Benceno Compuesto aromático con
 un anillo de seis carbonos
 comúnmente usado como
 disolvente industrial y de
 laboratorio, 209–210
 — enlace en, 209–210, 246, 246f
 — estructuras resonantes de, 210,
 245–246
Bohr, Niels, 84
Bomba calorimétrica Dispositivo
 que mide el calor de
 combustión, 287, 287f
Bombas. *Ver también* Explosivos
 — identificación de explosivos en, 70
 — nitrato de amonio en, 247
 — Oklahoma City, 247
Bombas atómicas, 372–373
Bombas caseras o de tubo, 308
Bombas sucias, 356–357, 373,
 378–380
Bonanno, familia criminal, 24–25,
 48–49
British anti-Lewisite, para el
 envenenamiento por mercurio,
 392t, 393
Brock, James, 153–154, 154f, 158
Bromuro
 — como molécula diatómica, 111,
 112f
 — propiedades físicas del, 173t
Bush, George W., 306, 357
Butano, 203
 — espectro infrarrojo del, 226f,
 227
Butanol, espectro infrarrojo del,
 226f, 227
2-Butanona, 213t
Buteno, 203

C

Cadáveres. *Ver* Restos humanos
Calcita (carbonato de calcio), 47f
Cálculos de dilución, 149–150
Calor Forma de energía que se
 transfiere de objetos calientes a
 objetos fríos que están en
 contacto, 270
 — cambios de fase y, 282–285
 — de fusión, 284, 284t
 — de vaporización, 282–283, 283t
 — específico, 281, 281t
 — unidades de energía para el, 271
Caloría (cal) Medida de calor, 271

- Calorimetría** Método de determinación del calor liberado en una reacción de combustión midiendo el aumento de la temperatura del agua en un calorímetro, 287-290, 287f, 288f
- matemáticas de la, 289-290
- Camarena, Enrique "Kiki", 2-3, 19-20
- Cambio físico** Transformación de la materia de manera que no se altera su identidad química, 27
- Cambio químico** Proceso mediante el cual la materia sufre una reacción química y forma una sustancia nueva, 25-26
- Cáncer, radioterapia para el, 366-367
- Cantidades en trazas, 203
- Capacidad calorífica específica** Medida del calor necesario para elevar en 1 °C la temperatura de 1 gramo de una sustancia, 281, 281 t
- cálculo de, 285-286
- Cappitelli, Philip, 126
- Captura de electrones, 377
- Carbonización, 270
- Carbono-14, datación, 368
- Casos en estudio
- de adulteración del *Tylenol*, 92-93, 125-127
- de análisis de drogas, 168-170, 188-189, 190t, 236-237, 260-263
- de análisis de explosivos, 300-301, 325-328
- de análisis de suelos, 3, 19-20, 24-25, 48-49
- de bombas sucias y terrorismo nuclear, 356-357, 378-380
- de envenenamiento por cianuro, 92-93, 125-127
- de envenenamiento por etilenglicol, 196-197, 227-229, 384-385, 399-400
- de envenenamiento por LSD, 236-237, 260-263
- de la estimación del tiempo de la muerte, 334-335, 351-352
- de la identificación de restos humanos, 404-405, 422-423
- de la investigación de restos incinerados, 56-57, 85-86
- de la investigación de un fuego provocado, 268-269, 292-295
- de rastreo del origen de la contaminación del agua, 134-135, 158-160
- de trazas de explosivos, 300-301, 325-328
- Catalizador** Sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química, pero no se consume en la reacción, 343-346, 344f
- enzimas como, 348
- equilibrio y, 390, 391f
- recuperación de, 346
- Catalizador heterogéneo** Catalizador presente en un estado físico diferente del de los reactantes, normalmente una sustancia sólida a la cual se adhieren los reactantes líquidos o gaseosos, 345-346, 345f
- Catalizador homogéneo** Catalizador que está en el mismo estado físico que el reactante, 344, 345f, 346
- Cationes** Iones cargados positivamente, 97. *Ver también* Compuestos iónicos
- con cargas múltiples, 102, 102t
- nomenclatura de, 98
- cc (centímetros cúbicos), 42
- Células sanguíneas, glóbulos rojos y ósmosis, 187, 187f
- Celulosa** Polisacárido de la glucosa que es el material estructural de las paredes celulares en las plantas, 410-411, 411f
- Centímetro cúbico (cc), 42
- Centrales nucleares, 368-372
- ataques terroristas en, 368-369, 371
- barras de control en, 370-371
- fisión, 370-371
- fusión, 371
- fusión de un reactor nuclear en, 370
- generación de electricidad en, 369-371, 370f
- reacciones en cadena en, 370, 371f
- residuos radiactivos de, 365, 371
- Ceras** Compuestos de ácidos grasos que son sólidos a temperatura ambiente, 406, 406f, 408
- Cesio, 364
- Cetoacidosis, 212
- Cetoacidosis diabética, 212
- Cetonas** Compuestos orgánicos en los cuales un átomo de oxígeno forma un doble enlace con un átomo de carbono central, 212-214, 221t
- Chadwick, James, 66
- Chiflado Wilson, El (Twain), 406
- Cianuro, 104, 104t
- antídoto para el, 126-127
- en el envenenamiento por *Tylenol*, 92-93, 126-127
- solubilidad del, 142t
- Cianuro de cadmio, solubilidad del, 142t
- Cianuro de cobre, solubilidad del, 142t
- Cianuro de potasio, 126-127
- disolución en agua del, 137-138, 137f
- solubilidad del, 142t
- Cianuro de sodio, 126-127. *Ver también* Cianuro
- solubilidad del, 142t
- Cicloalcanos** Las estructuras de anillo más sencillas, consistentes en enlaces sencillos carbono-carbono, 209, 209f
- Ciclodextrina, en cromatografía líquida, 238-239, 238f
- Ciencia forense** Aplicación de la ciencia a materias legales y resolución de crímenes
- observación en, 18-19
- química en, 4
- temas globales en, 4
- visión general de, 3-4
- Cieno, tamaño de partícula del, 46, 46f
- Cifras significativas** Todos los dígitos que se conocen exactamente para una medida experimental más un dígito que es una estimación, 33-36, 34f
- en notación científica, 35
- en operaciones matemáticas, 36-38
- redondeo de, 37
- Cinética química** Estudio de la velocidad de las reacciones, 335-350
- catálisis y, 343-346, 390, 391f
- concentración de los reactantes y, 338, 338f, 346-349

Cinética química (*continuación*)

- de explosiones, 301, 336
- equilibrio y, 388–391, 389f, 391f
- reacciones de orden cero, 346–348
- reacciones de primer orden, 348–349, 348f
- temperatura y, 340–343, 342f, 343f
- teoría de colisión y, 337–340

Cinturón de estabilidad Gráfico de localización de los isótopos que tienen una relación estable de neutrones a protones en el núcleo, 360, 360f

Cisteína

- estructura de, 412f
- mercurio unido a, 392–393, 392t
- pelo rizado y, 415

Cloro

- como molécula diatómica, 111, 112f

- propiedades físicas de, 173t

Cocaína. *Ver también* Crack de cocaína

- concentración de alcohol en, 347–348, 347f
- estructura de, 199, 199f, 234f
- fabricación de, 212
- identificación de, 199, 199f
- impurezas en, 9
- mecanismo de acción de, 258–259, 259f

Codón Secuencia de tres nucleótidos, 418, 418t

Coefficientes Números en una ecuación química que representan la cantidad de moléculas, unidades de fórmula, átomos, o moles de reactantes o productos que están involucrados, 113, 119

Color

- de la llama, 273–274, 273f
 - del humo, 273f, 274
 - en un espectro lineal, 71–72, 75
- Comisión Warren**, 377

Composición mineral del suelo, 47, 47f

- análisis de. *Ver* Análisis de suelos

Compuesto Sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente, 8–9

- fórmulas, 17–18. *Ver también* Fórmulas

- de compuestos iónicos, 99–102
- iónicos, 8, 97–106. *Ver también*

Compuestos iónicos

- moleculares, 8
 - nombres comunes de, 110–111
- Compuestos aromáticos, 209–210
- Compuestos cíclicos, 208–210

Compuestos covalentes

- Compuestos que contienen enlaces covalentes, 107–110
- binarios, 107–110
- electronegatividad de, 109
- fórmulas de, 107–109
- nomenclatura de, 107–111, 108t, 110f
- propiedades de, 109

Compuestos inorgánicos

Compuestos químicos formados en la mayoría de los casos por átomos distintos del carbono y del hidrógeno, 197–199

Compuestos iónicos Compuestos en los cuales la unidad de fórmula es la unidad más sencilla, 8, 97–106

- como sólidos, 97f
- enlaces de, 97
- estructura de la matriz cristalina de, 105–106, 106f
- estructuras de Lewis de, 240–242, 241f, 242f
- fórmulas de, 99–102
- nomenclatura de, 98, 102–103, 110–111
- punto de fusión de, 106
- solubilidad de, 137–138, 142–145

Compuestos marcadores

Compuestos con una presión de vapor elevada que permite la detección de explosivos, 325, 325t

Compuestos moleculares

Compuestos en los cuales la molécula es la unidad más sencilla, 8

Compuestos nitrógeno-oxígeno, 62, 62f

Compuestos orgánicos Compuestos químicos que se componen principalmente de átomos de carbono e hidrógeno, 216–217, 216f

- ácidos carboxílicos, 220–221, 221t
- alcanos, 199–202, 199f, 200f

- alcoholes, 217–218, 221t
- aldehídos, 218, 219–220, 221t
- alquenos, 202–204
- alquinos, 205
- cetonas, 212–214
- cíclicos, 208–210
- congéneres, 218
- desarrollo de, 198–199, 198f
- ésteres, 214–216, 215t
- estructura de, 198–199, 198f
- estructuras lineales de, 201–202
- éteres, 211–212
- extracción de, 221–224
- fórmulas estructurales para, 200–201, 200f, 201f
- isómeros de cadena ramificada, 205–207
- nomenclatura de, 203–204
- polaridad de, 253–254, 254t
- tóxicos, 385. *Ver también*

Venenos y Envenenamiento

- trazas de, 203
- usos de, 198
- variedad de, 198–199, 198f

Compuestos tóxicos Compuestos que son peligrosos incluso en cantidades pequeñas, 385

Concentración

- de soluto, cálculo de, 147–150
- solubilidad y, 147–149

Conducción eléctrica, en disoluciones acuosas, 140–142, 141f

Congéneres Compuestos orgánicos que comparten el mismo grupo funcional con otro compuesto, 218

- en alcoholes, 218, 348

Cono calorimétrico Instrumento usado en la investigación de un incendio provocado que mide el calor de combustión de los materiales de construcción, 288–289, 288f

Constante de equilibrio (K) La concentración de los productos de la reacción elevada a sus coeficientes estequiométricos, dividida por la concentración de los reactantes elevada a sus coeficientes estequiométricos en el equilibrio, 391–394

Constante de Planck, 75

Contaminación del agua, origen de la, 134–135, 158–160

Crack de cocaína. Ver también
Cocaína

- estructura de, 199, 199f, 216, 216f
- fabricación de, 212
- identificación de, 199, 199f
- recuperación del aceite de cocinar, 221–223

Cromatografía Métodos para la separación de mezclas, 12–13

Cromatografía de capa fina
Método de separación de mezclas, 12–13, 13f

Cromatografía de gases (CG)
Método de separación de compuestos basado en sus puntos de ebullición y polaridad, 292–293, 292f–293f

Cromatografía de gases-espectrometría de masas (GC-MS), en el análisis de drogas, 262–263

Cromatografía de papel, 12–13, 13f

Cromatografía líquida de alta resolución Método instrumental para separar mezclas basado en la interacción de los compuestos con una fase estacionaria sólida y una fase móvil líquida, 188–189

Cromatografía líquida-espectroscopia de masas (LC-MS), en análisis de explosivos, 327–328, 328f

— ciclodextrina en, 238–239, 238f

Cromatograma Gráfica de datos en cromatografía, 293, 293f

Cromosoma Unidad estructural de la materia genética que consiste en una molécula de DNA y proteínas asociadas, 419, 419f

Cuarzo (dióxido de sílice), 47f

Cuerpos. Ver Restos humanos

Curie, Marie, 358–359, 358f, 366

Curio, 359

Custer, Richard L.P., 294

D

Dalton, John, 61

Datar con carbono-14, 368

Datos relevantes, 30

Definición de Arrhenius Los ácidos son compuestos que producen iones H^+ libres en disoluciones acuosas; las bases son compuestos que producen iones OH^- libres en disoluciones acuosas, 222

Definición de Brønsted-Lowry Un ácido es cualquier compuesto que puede ceder un ion hidrógeno; una base es cualquier compuesto que puede aceptar un ion hidrógeno, 222

Demerol, robo de los empleados del hospital de, 168–170, 188–189, 190t

Demócrito, 58, 58f

Densidad Relación entre la masa y el volumen, 40

— del vidrio, 40–41, 41t

— medida de, 40–43

— unidades de, 42

— y masa, 40

— y peso, 40

Deshidrogenasa alcohólica 348

Detonación de explosivos, 302–304

Deuterio, 67t

Dietilamida del ácido lisérgico. Ver LSD

Difusión Proceso por el cual las partículas de soluto se mueven con movimientos puramente aleatorios de una región de concentración elevada a otra de menor concentración en una disolución, 185

Dimercaprol, para el envenenamiento por mercurio, 392t, 393

Dimetiliditiocarbamato de sodio, muerte de peces, 159–160

Dinamita. Ver también Explosivos

— disminución del punto de congelación y, 183

— etiquetas en, 325–328

Dinitrato de etilenglicol, en la dinamita, 183, 184f

Dióxido de azufre, 47f

— estructura de Lewis para, 243–244

Dióxido de carbono, como producto de combustión, 272

Dipolo inducido Distorsión de los electrones de un lado de una molécula, que crea la capacidad de formar una fuerza atractiva débil temporal, 172–173, 173f

Dipolo temporal, 173–174

Disacáridos Compuestos que contienen dos moléculas de hidratos de carbono enlazadas juntas, 409

Disminución del punto de

congelación Disminución de la temperatura a la cual un líquido se congela por la adición de un soluto no volátil para formar una disolución, 183–185, 184f

Disolución, 136–138. *Ver también* Solubilidad

— cantidad de compuesto disuelto en, determinación espectrofotométrica de, 124–125, 125f

— concentración de, cálculo de, 147–150

— concentración de soluto en, 142

— conductividad eléctrica y, 140, 141f

— fuerzas intermoleculares en, 170–177. *Ver también* Fuerzas intermoleculares

— osmolalidad de, 187

— precipitado en, 120–121, 143–144

— presión de vapor de, 179–180, 180f

— propiedades coligativas de, 178–187. *Ver también* Propiedades coligativas

— punto de congelación de, 183–185

— punto de ebullición de, 178–183

— velocidad de, 138–140, 139f

Disolución acuosa Disolución basada en agua, 134–160. *Ver también* Disolución; Agua

— ácida, 150–151

— básica, 152–153

— cálculo de dilución de, 149–150

— cálculo de concentración de, 147–150

— conducción eléctrica en, 140–142, 141f

— ejemplos de, 136

— electronegatividad de, 136–137, 137f

— gases en, 177, 177t

— pH de, 153–157

— — cálculo de, 155, 156–158

— precipitado en, 120–121, 143–144

— proceso de disolución y, 136–140

— propiedades de, 140–142

— reacciones iónicas netas y, 145–147

— solubilidad y reglas de solubilidad para, 142–145

- Disolución hipertónica** Disolución con una concentración de soluto mayor que la de la sangre, 187, 187f
- Disolución hipotónica** Disolución con una concentración de soluto menor que la de la sangre, 187, 187f
- Disolución insaturada** Disolución que contiene menos soluto que el valor de solubilidad a una temperatura específica, 142
- Disolución isotónica** Disolución con una concentración de soluto igual a la presente normalmente en la sangre, 187, 187f
- Disolución madre** Disolución preparada con precisión a una concentración conocida que se puede diluir para obtener disoluciones con menores concentraciones, 149
- Disolución saturada** Disolución que contiene la cantidad máxima de soluto que puede contener a una temperatura específica, 142
- Disolución sobresaturada** Disolución en la cual permanece más soluto en disolución que el que normalmente se disolvería a una temperatura específica, 142
- Disolvente** Líquido que disuelve un compuesto químico, 136
— polaridad de, 253–254, 254t
— punto de ebullición de, 178–183.
Ver también Punto de ebullición
- Disolvente para pinturas.** *Ver también* Acelerantes
- calor de vaporización para, 282–283, 283t
- Disparos**
— números de serie del arma y, 151, 152f
— residuo de pólvora en, 83–85, 83f, 84f, 155, 155f
- DNA** Molécula encargada de la transmisión de toda la información hereditaria, 416–419
— en síntesis de proteínas, 418
— estructura de, 416–419, 418f
— función de, 418
— nucleótidos de, 416–417, 417f
— pares de bases, 417, 417f
— usos forenses de. *Ver* Análisis de DNA
- DNA cromosómico**, 421
- DNA mitocondrial** DNA que se encuentra en la mitocondria en lugar de en el núcleo de la célula, 421
- DNA nuclear**, 421
- Doble hélice de DNA**, 416–417, 418f
- Doyle, Arthur Conan**, 145
- Drake, Francis**, 376, 378
- Drogas**, 196–229
— concentración de, 350, 351t
— eliminación de, reacciones de primer orden en, 348–349, 348f
— geometría molecular de, 254–257
— receptores de, 258–259, 258f, 259f
— vida media de, 349–350, 351t
- Drogas ilegales.** *Ver también* Abuso de drogas
- estructuras de, 234f
- Drug Enforcement Administration (DEA)**, 2, 3, 19, 169, 188–189
- E**
- Ecuación iónica neta**, 146
- Ecuación iónica total**, 146
- Ecuaciones**
— nucleares, equilibrio de, 362–364
— químicas, 362
- Einstein, Albert**, 372–373
- Electrólitos** Compuestos que pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua, 140, 141f
- Electrólitos débiles** Compuestos iónicos que conducen sólo pequeñas cantidades de electricidad en disoluciones acuosas, 140, 141f
- Electrolitos fuertes** Compuestos que están completamente disociados en disolución de tal manera que son capaces de conducir una gran cantidad de electricidad, 140, 141f
- Electrones** Partículas subatómicas que tienen una carga negativa, 64
— capa de valencia, 81
— carga de, 66t
— compartidos entre átomos, 107
— configuración de, 78–82, 79f, 82t
— descubrimiento de, 64
— en reacciones redox, 121–122
— masa de, 66t
— modelo del pudín de ciruela de, 64–65, 65f
— notación para, 80, 82t
— núcleo, 81
— orbitales de, 76–82, 77f–79f, 84.
Ver también Orbitales
— par iónico (no unido), 222, 244, 247–251, 248f, 250f
— símbolos para, 66t
— tabla periódica y, 78–82, 79f
- Electrones de la capa de valencia**
Electrones que se encuentran en los orbitales *s* y *p* más externos, 81
— localización de, 247
- Electrones del núcleo** Electrones internos del átomo que están involucrados en reacciones químicas sólo en casos excepcionales, 81
- Electronegatividad** Capacidad de un elemento para colocar electrones compartidos en un enlace cercano, 109, 251–252
— de elementos no metálicos, 251–252, 251t
— en disolución, 136–138
— fuerzas dipolo-dipolo y, 174–176, 175f
- Elementos** La forma más sencilla de una sustancia pura, 6–7, 7f
— clasificación de, 11–14, 14f. *Ver también* Tabla periódica
— del cuerpo humano, 86f
— isótopos de, 66–70. *Ver también* Isótopos
— metálicos, 16, 17f
— metaloides, 16, 17f
— no metálicos, 16, 17f
— nombres y símbolos atómicos de, 14, 15t
- Elementos isoelectrónicos** Dos especies químicas que tienen la misma configuración electrónica, 240
- Embalsamado**, efectos sobre muestras de tejidos y sangre, 261–262
- Embudo separador o decantador**, 223, 223f
- Energía cinética**, velocidad de reacción y, 334–350. *Ver también* Cinética química

- Energía de activación** Energía necesaria para iniciar una reacción, 279–280, 338, 339
 — catálisis y, 344f
 — para reacciones directas vs. inversas, 388, 388f
- Enlaces**
 — teoría de Lewis de, 240–245. *Ver también* Estructuras de Lewis
 — teoría del enlace valencia de, 239–240
 — vibraciones de, 225–227, 225f
- Enlace covalente** Enlace que se forma cuando dos átomos comparten electrones, 107, 238–240
- Enlace covalente no polar** Enlace que se forma entre dos electrones que tienen la misma electronegatividad, 252–253, 253f
- Enlace covalente polar** Enlace que se forma entre dos átomos que tienen diferentes electronegatividades, 252–253, 253f
- Enlace de hidrógeno** Forma particularmente fuerte de la interacción dipolo-dipolo que ocurre entre moléculas en que el hidrógeno está enlazado directamente con nitrógeno, oxígeno o flúor, 175, 415, 416f
- Enlace disulfuro o puente de azufre** Enlace covalente entre los grupos sulfhidrilo en dos residuos de cisteína, 415
- Enlace doble** Dos pares de electrones compartidos por dos átomos, 243
- Enlace iónico** La fuerza atractiva entre aniones y cationes, 97, 105–106
- Enlace metálico** 16
- Enlace sencillo** Un par de electrones sencillos compartidos por dos átomos, 242–243
- Enlace triple** Tres pares de electrones compartidos por dos átomos, 243
- Entomología forense**, 335, 340–343, 351–352. *Ver también* Insectos
- 1,2-Envenenamiento por etanodiol**, 196–197, 227–229
- Envenenamiento por monóxido de carbono**, 394–397, 396f
- Enzimas** Moléculas grandes diseñadas para catalizar una reacción química específica en un sistema vivo, 348
- Equilibrio químico** Estado de un sistema en el cual sus reacciones directas e inversas ocurren a igual velocidad de modo que la concentración de los reactantes y de los productos no cambian con el tiempo, 184, 377–389
 — cambios de velocidad en, 389, 389f
 — dinámico, 388–391, 389f, 391f
 — en el sistema respiratorio, 394–396, 395f, 397f
 — solubilidad, 398–399
 — térmico, 271, 271f
- Equilibrio oxígeno-hemoglobina**, 394–397, 395, 397f
- Equilibrio térmico** Estado que se alcanza cuando las temperaturas de dos objetos llegan a ser iguales y permanecen constantes, 271, 271f
- Escala de Celsius**, 316
- Escala de pH**, 153–156
- Escala Kelvin**, 316
- Escarabajo *Philonthus longicornis***, 351
- Escena del crimen**
 — primaria, 343
 — secundaria, 343
- Espectro continuo**, 71, 71f
- Espectro de absorción**, 125
 — en espectrofotometría, 125, 125f
- Espectro de emisión**, 71–72, 71f–73f
- Espectro lineal**, 71–72, 72f, 73f
 — color en, 71–72, 75
- Espectrofotometría** Método de detección de la presencia y cantidad de compuestos basado en la absorción de la luz, 124–125, 124f, 125f
- Espectrofotómetro de emisión óptica con plasma acoplado inductivamente (ICP-OES)**, 86
- Espectrofotómetro de energía dispersiva de rayos X**, 83–85, 83f, 84f
- Espectrofotómetro de infrarrojos transformada de Fourier (FTR)**, 227, 227f
- Espectrofotómetro de masas** Instrumento usado para determinar la masa molecular, 322–323, 322f, 323f
- cromatografía de gases, en análisis de drogas, 262–263
- Espectroscopia de infrarrojos**, 225–227, 225f–227f
- Estado excitado** Estado de energía electrónica superior que resulta cuando un átomo absorbe energía, 72, 72f
- Estado fundamental** Estado de menor energía de un electrón, 72, 72f
- Estequiometría** Estudio y utilización de ecuaciones químicas equilibradas para cuantificar la cantidad de reactantes y productos en una reacción dada bajo un conjunto de condiciones específicas, 119–120
- Estereoisómeros** Estructuras que ocurren cuando dos compuestos comparten la misma fórmula química y las mismas conexiones entre los átomos pero tienen diferente geometría molecular, 255, 255f
- Ésteres**, 214–216, 221t
- Estimación del tiempo de la muerte**
 — caso en estudio de, 334–335, 351–352
 — insectos en, 334–335, 340–341, 351–352
 — radioisótopos en, 368
- Estrellas, fusión en**, 371–372
- Estructura cuaternaria** Forma tridimensional que tiene lugar cuando dos o más proteínas diferentes se juntan 5f
- Estructura de cinta**, 387f
- Estructura primaria** Secuencia de aminoácidos de las proteínas, 413–414
- Estructura secundaria** Plegamiento de una cadena de polipéptidos en estructuras regulares, 413
- Estructura terciaria** Estructura tridimensional general de una cadena de proteína, 415, 415f
- Estructuras de Lewis**
 — de compuestos iónicos, 240–242, 241f, 242f
 — geometría molecular y, 247, 249–251, 250f
 — teoría VSEPR y, 247–251
- Estructuras lineales**, 201–202

Estructuras resonantes Estructuras equivalentes, 210, 245–246

Estudio en escarlata (Doyle), 145

Estudios por la imagen, radioisótopos en, 366–368, 367t

Etanal, 219–220, 219f

Etano, 200

Etanol, 111, 217–218

Eteno, 203, 203f

Éteres Compuestos orgánicos en los cuales el átomo de oxígeno se une entre dos átomos de carbono, 211–212, 221t

Etilenglicol

— envenenamiento por, 196–197, 227–229, 384–385, 399–400, 400f

— solubilidad de, 138, 138f

Etino, 205, 205f

Etiquetas en explosivos, 325–328

Exactitud Lo cerca que están los resultados experimentales de los valores reales, 38–39

Experimento de dispersión de la lámina de oro, 64–65, 65f

Explosión de Lockerbie (Scotland), 321

Explosión del vuelo Pan Am 103, 321

Explosión súbita Una explosión de humo, 272

Explosiones

— combustible-aire, 306

— de latas de aerosol, 309f, 311

— velocidad de reacción en, 301, 336

Explosivos, 300–328

— análisis de cromatografía líquida-espectroscopia de masas en, 327–328, 328f

— análisis del caso en estudio de, 300–301, 325–328

— componentes de, 305

— detonación de, 302–304

— en *airbags*, 318–319

— en bombas caseras o de tubo, 308

— en bombas sucias, 356–357, 373, 378–380

— equilibrio del oxígeno de, 304–305

— estructura química de, 302–303, 302f

— etiquetas en, 325–328

— huellas dactilares de, 326–328

— identificación de, 70

— leyes de los gases y, 306–325.

Ver también Leyes de los gases

— nitrato de amonio, 247

— nitrato de sodio, 318–319

— presión de vapor de, 324–325, 325t

— química redox de, 303–305

— teoría cinético-molecular de los gases y, 305–306

— visión general de, 301–303

Explosivos débiles Compuestos que se deben confinar en un recipiente para producir una explosión, que puede desencadenarse por una llama, 301–302

Explosivos fuertes Compuestos que producen un efecto violento, devastador, en una reacción de combustión casi instantánea, 302

Explosivos plásticos, 303, 321

— compuestos marcadores en, 325

Éxtasis (MDA, MDMA), 216

— estructura de, 234f

F

Factor de conversión Factor por el que se multiplica una cantidad para convertir la unidad de medida original a otra unidad de medida, 32–33

Familia criminal Bonanno, 24–25, 48–49

Familia criminal Gambino, 24–25, 48–49

Federal Aviation Administration (FAA), guías de explosivos, 321

Fenilalanina, 412f

Fenol, 210, 210f

Fibra dietética Celulosa procedente de alimentos vegetales, 410–411

Fisión Reacción nuclear en la cual un núcleo grande se divide en componentes más pequeños, 370, 371f

Flúor

— como molécula diatómica, 111, 112f

— propiedades físicas de, 173t

Fluoruro de sodio, fórmula para, 100–101

Formaldehído, 219

Fórmulas condensadas, 201, 201f

Fórmulas estructurales, 200–201, 200f, 201f

Fórmulas químicas Expresiones que muestran los elementos en un compuesto y el número de átomos de cada elemento, 17–18

— de isómeros, 203

— de compuestos covalentes, 107–109

— de compuestos iónicos, 99–102

Fosforescencia Emisión espontánea de luz de una sustancia después de haber estado expuesta a la luz, 358

Foster, Graham, 317–318

Fotografías, pruebas, regla en, 34f

Fotón Partícula única o “haz” de luz, 71, 362

— emisión de, 71–72, 71f–73f

Fragmentos de bala, análisis por activación de neutrones de, 376–378, 378t

Frecuencia Número de veces que un pico de onda pasa por un punto en el espacio, 73

Frist, Brian, 399–400

Fuego Reacción química autosuficiente que libera energía en forma de calor y luz, 270

— capacidad calorífica específica y, 281, 281t

— color de la llama en, 273–274, 273f

— color del humo en, 273f, 274

— de autoignición, 280

— de construcción, temperatura típica de, 282

— energía de activación para, 278–280

— energía necesaria para producir reactivos gaseosos en, 278–279

— explosiones súbitas y, 272

— ingredientes necesarios para, 270, 270f

— procesos endotérmicos en, 279, 280, 280f

— procesos exotérmicos en, 279, 279f

— provocado. *Ver* Incendio provocado

— química del, 270–272

— reacciones de combustión y, 121, 272–276

— termoquímica del, 278–280

Fuego súbito Extensión de un fuego desde su punto de origen hasta implicar todo el contenido de una habitación, 280

Fuegos artificiales, residuos de, 84f, 85

Fuerzas de dispersión Fuerzas atractivas creadas por dipolos inducidos (fuerzas de Van der Waals, fuerzas de London), 173-174, 173f

Fuerzas de London Fuerzas atractivas creadas por dipolos inducidos, 173-174, 173f

Fuerzas de Van der Waals Fuerzas atractivas creadas por dipolos inducidos, 173-174, 173f

Fuerzas dipolo-dipolo Fuerza intermolecular en compuestos polares con dipolos permanentes, 174-175, 175f
— enlace de hidrógeno como, 175

Fuerzas dipolo-dipolo inducido Fuerza intermolecular que existe cuando una molécula polar distorsiona los electrones de una molécula no polar adyacente, 177

Fuerzas intermoleculares Fuerzas atractivas que se pueden desarrollar entre moléculas adyacentes y iones, 170-177, 170f
— en mezclas, 176-177
— en sangre, 176-177
— en sustancias puras, 172-176
— polarización y, 173-174
— punto de fusión y, 173-174, 173t
— tensión superficial y, 171-172
— tipos de, 172-176

Fuerzas ion-dipolo, 176

Fusión Reacción nuclear en la cual la energía se produce por la unión de dos núcleos ligeros para formar un núcleo más pesado, 371

— calor de fusión de diversos materiales, 284

Fusión de un reactor nuclear Resultado de una reacción en cadena incontrolada en un reactor nuclear que funde el núcleo del reactor, 370

Fusión solar, 371-372

G

Gambino, familia criminal, 24-25, 48-49

Gas Estado físico de la materia en el cual las partículas están alejadas unas de otras, se mueven libremente y se pueden comprimir, 6

— como mezcla homogénea, 9

— solubilidad en agua, 177, 177t

— teoría cinético-molecular de, 305-306

Gases nobles Elementos del Grupo 18 de la tabla periódica, 95, 95f

— como punto de referencia de las configuraciones electrónicas, 81

— en la teoría de Lewis del enlace, 240

Gasolina. *Ver también* Acelerantes

— calor de vaporización para, 383t

Gassendi, Pierre, 59, 59f

Gen Secuencia entera de DNA necesaria para la producción de una proteína o RNA, 418

Geología forense, 44-47. *Ver también* Análisis de suelos

Geometría electrónica Localización tridimensional de los electrones de valencia alrededor de un átomo central en un compuesto, 247-249, 248f

Geometría lineal Geometría electrónica en la cual las dos regiones electrónicas se encuentran alineadas, 248, 248f

Geometría molecular Localización tridimensional de los átomos en las moléculas, 247, 249-251, 249f, 250f, 255f

— de drogas, 254-257

— estereoisómeros y, 255, 255f

— polaridad y, 252-253, 253f

Geometría molecular curvada Forma que se produce cuando tres regiones electrónicas, una de las cuales es un par iónico, rodean a un átomo central, 225f, 249, 250f

Geometría plana trigonal Geometría electrónica o molecular en la cual se localizan tres regiones electrónicas en el mismo plano separadas 120°, 248, 248f, 250f

Geometría tetraédrica Geometría electrónica o molecular en la cual hay cuatro regiones electrónicas alrededor de un átomo central con un ángulo óptimo entre las regiones electrónicas de 109°, 248, 248f, 250f

Giattino, Vincent "Kojak", 25

Gibbsita (hidróxido de aluminio), 47f

Glicina, 412f, 418t

Glóbulos rojos, ósmosis y, 187, 187f

Glucosa, metabolismo de, 212

Glutamina, 412f, 418t

Goff, Lee, 335, 351-352

Gotti, John, 24-25

Grasas Compuestos que son semisólidos a temperatura ambiente y contienen ácidos grasos en los cuales las cadenas de carbono contienen sólo enlaces sencillos carbono-carbono, 407-408, 407f
— insaturadas, 408, 408t

— saturadas, 408, 408t

Grasas insaturadas Compuestos con moléculas de lípidos que tienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono, 408, 408t

Grasas saturadas Compuestos con moléculas de lípidos que tienen uno o más dobles enlaces carbono-carbono, 408, 408t

Griegos antiguos, teoría atómica de, 58-59, 58f

Grupo funcional Átomo o grupo de átomos en un compuesto orgánico que confieren un conjunto distintivo de propiedades físicas y químicas a la molécula, 211

— de congénere, 218

Grupos Columnas de la tabla periódica que contienen elementos con propiedades y reacciones comunes, 94-95, 94f, 95f

Guide Corporation, 159-160

H

Halógenos Elementos del Grupo 17 de la tabla periódica, 95, 95f

— no polares, propiedades físicas de, 173t

Hamlet, 386
 Hazari, Al, 58, 85–86
Hélice alfa Estructura secundaria de la queratina, 414, 414f, 415
 — de la queratina, 414, 414f, 415
 Hélice doble del DNA, 416–417, 418f
 Helio, de la fusión nuclear, 371–372
 Hemoglobina, estructura de la proteína de, 415, 415f
 Hepteno, 204
Hermetia illucens (mosca soldado negra), 351, 351f
 Heroína, 198–199, 198f, 211, 211f, 212. *Ver también* Abuso de drogas
 — estructura de, 234f
 Hexano, 200, 200f
Hidrato de carbono Sustancia orgánica que tiene una relación carbono-hidrógeno-oxígeno de 1:2:1, 409–411
 Hidrógeno
 — como molécula diatómica, 111, 112f
 — solubilidad de, 177t
 Hidróxido de aluminio (gibbsita), 47f
 Hidróxido de amonio, 152t
 Hidróxido de calcio, 152t
 Hidróxido de potasio, 152t
 Hidróxido de sodio, 152t
Hipótesis Conjetura lógica, 28
 Histidina, 412f, 418t
 HMP2000, muerte de los peces, 159–160
Horas grados acumulados (GHA, en inglés ADH) Número de horas que un insecto invierte en su desarrollo multiplicado por la temperatura de cada hora, 341
Hoja plegada Tipo de estructura secundaria de las proteínas, 413, 414f
 Holmes, Sherlock, 145
 Huellas dactilares, 405–406
 — de los explosivos, 326–328
 — espolvoreo para, 408
 — identificación de, 408
 — latentes, 25–26
 — propiedades químicas de, 405–406
 Humo, color de, 274
 Humor vítreo, como disolución acuosa, 136

I

Incendio provocado Fuego deliberado con el propósito de causar daños o perjuicios en la propiedad, 270
 — benceno en, 245
 — caso en estudio de, 268–270, 292–295
 — investigación de. *Ver* Investigación de la escena de un fuego
Índice de refracción Medida de cuánto se desvía la luz cuando pasa a través de una sustancia transparente, 27
 — del vidrio, 41t
Inmunoanálisis Método analítico que identifica una molécula clave por su interacción específica con otra molécula, 238, 260–261
 — caso en estudio, 261
 — en análisis de drogas, 238, 260–262
 Insectos
 — en la estimación del tiempo de la muerte, 335, 340–341, 351–352
 — larvas de, identificación de, 340–341
 — velocidad de crecimiento dependiendo de la temperatura, 340–343
 Insulina, 212
Interacciones hidrófobas Atracciones entre grupos funcionales no polares grandes en aminoácidos, 415, 416f
Intermedios de reacción Compuestos formados en el primer paso de una reacción pero que se consumen inmediatamente en el siguiente paso, 345
Intervalo osmótico Diferencia entre la presión osmótica esperada y la real, 187
 Intoxicación
 — alcohólica. *Ver* Bebidas alcohólicas, intoxicación con
 — en envenenamientos. *Ver* Venenos y Envenenamiento
 Investigación de la escena de un fuego
 — análisis de los acelerantes en, 283–284, 290–294

— caso en estudio de, 268–270, 292–295
 — conos calorimétricos en, 288–289, 288f
 — materiales fundidos en, 279, 281
 — muestras en, 293
 — —blancas, 293
 — —recogida y almacenamiento de, 294, 294f
 Investigación toxicológica, 349
Ion Átomo o grupo de átomos eléctricamente cargado, 97
 — cargas de
 — —predicción de, 99–100, 99f
 — —regla del octeto para, 99f
 — en disoluciones acuosas, 137–138, 137f
 — propiedades de, 102
Ion espectador Ion que no forma de manera activa un nuevo compuesto en una reacción química, pero que proporciona un balance de carga en la disolución, 146
Ion monoatómico Ion formado por un solo átomo, 104
Ion poliatómico Ion que consiste en un grupo de átomos enlazados de forma covalente, 104, 104t
 Isoleucina, 412f
Isómeros Dos compuestos que tienen la misma fórmula química, pero diferente fórmula estructural, 203
 — cadena ramificada, 205–207
Isótopos Átomos del mismo elemento que tienen diferente número de neutrones, 66
 — abundancia de, masa atómica y, 70
 — del hidrógeno, 67t
 — en la identificación de explosivos, 70
 — estables (no radiactivos), 360, 360f
 — nombres de, 68
 — número de masa de, 67, 67t
 — peso atómico y, 70
 — proporción de, 69–70
 — relación neutrones-protones en, 360, 360f
 — símbolos para, 68–69, 68f
 — tabla periódica y, 70

Isótopos nucleares. *Ver* Radioisótopos
Isótopos radiactivos. *Ver* Radioisótopos

J

Jabón, 152-153, 153f
Janus, Adam, 92-93, 126
Janus, Stanley, 93, 126
Janus, Theresa, 93, 126
Jenkins, Lawrence, 301
Johnson & Johnson, *Tylenol*
Johnson, Wilfred "Willie Boy",
asesinato de, 24-25, 48-49
Julio (J) Medida de calor en
unidades SI, 271

K

Kellerman, Mary, 125-126
Kennedy, John F., 376, 377
Keyworth, Richard, 125-126
Kilocaloría, 271
Kim, Thomas, 126
King, Martin Luther, Jr., 153, 154f

L

Laboratorio Central de
Identificación, 335
Lantánidos, 96
Lavoisier, Antoine, 59-60
Leucina, 412f
Leucipo, 58
— matemáticas de, 319-321
Ley de Avogadro Volúmenes iguales
de gases a la misma temperatura
y presión contienen el mismo
número de partículas de gas,
307-308, 308f, 312t, 313f
— matemáticas de, 314-315
Ley de Boyle La presión de un gas
es inversamente proporcional a
su volumen, 308-310, 309f,
312t, 313f, 316
— matemáticas de, 315
Ley de Charles El volumen de un
gas es directamente proporcional
a su temperatura, siempre que la
presión y la cantidad de gas
permanezcan constantes,
311-312, 312t, 313f, 316
Ley de Gay-Lussac La presión de
un gas está directamente
relacionada con su temperatura
si el volumen se mantiene
constante, 310-311, 310f, 312t,
313f, 316

**Ley de la conservación de la
energía** La energía ni se crea ni
se destruye, 286-287

— calorimetría y, 287-290

Ley de la conservación de la masa
En las reacciones químicas la
masa ni se crea ni se destruye,
59-61

— reacciones químicas equilibradas
y, 113

— teoría atómica de Dalton y,
61-62

**Ley de Dalton de las presiones
parciales** La presión total de
una mezcla de gases es la suma
de las presiones de cada
componente, 324-325

Ley de las proporciones definidas
Un compuesto siempre tiene la
misma masa relativa que los
elementos que lo componen, 61

— teoría atómica de Dalton y, 62

Ley de las proporciones múltiples
Cuando los elementos se
combinan en diferentes
proporciones, se forman
diferentes compuestos, 62, 62f

Ley de los gases combinada,
318-319

Ley de los gases ideales, 318-319

— matemáticas de, 319-321

Límite de explosión inferior (LEL)
Proporción más baja de
combustible en el aire a la cual
la mezcla puede propagar una
llama, 306

**Límite de explosión superior
(UEL)** Proporción más alta de
disolvente y aire a la cual la
mezcla puede propagar una
llama, 306

Lípidos Compuestos que no son
solubles en agua, pero sí en
disolventes no polares, 406

Líquido Estado físico de la materia
en el cual las partículas están
bastante cerca unas de otras, se
mueven libremente y es difícil
comprimirlas, 6

— en disoluciones. *Ver* Disoluciones
— presión de vapor de, 178-180,
178f

— puntos de ebullición de, 178-183

— tensión superficial de, 171-172

— vapor de, 178

Líquido combustible Líquido que
debe alcanzar temperaturas
superiores a 37,8 °C para liberar
suficientes vapores para producir
una combustión, 291

Líquido inflamable Líquido que a
temperaturas inferiores a 37,8
°C produce suficientes vapores
para producir una combustión,
291 *Ver también* Acelerantes.

— calor de vaporización de,
282-283, 283t

Lisina, 412f, 418t

Longitud de onda Distancia entre
los picos de una onda, 73-75,
73f

— de radiación infrarroja, 225-227,
226f

LSD

— envenenamiento por, 236-237,
260-263

— estructura de, 234f

— geometría molecular de,
256-257, 256f, 257f

— inmunoanálisis de, 260-261

Luminol, 343, 352

Luz

— espectro continuo de la, 71, 71f

— espectro lineal de la, 71-72, 72f,
73f

— longitudes de onda de la, 73

— matemáticas de la, 73-75

M

Mafia, 24-25

Mar de electrones, 16

Martin, Christina, 236-237,
260-263

Masa Medida de la cantidad de
materia que contiene una
muestra, 30-31

— cálculo a partir de la densidad,
41-42

— punto de fusión y, 173-174, 173t

— y densidad, 40

— y peso, 40

Masa atómica, 70-71

Masa crítica Cantidad de uranio 235
u otra sustancia fisiónable
necesaria para producir una
reacción nuclear en cadena,
373-374

Matemáticas

— para el cálculo de cifras
significativas, 36-38

Matemáticas (*continuación*)

- para la conversión de unidades de medida, 33
- para medidas de densidad, 41–43
- para medidas de laboratorio, 33–38

Materia Material físico del universo, 5–10

- cambios físicos en la, 26–27
- cambios químicos en la, 25–26
- en mezclas, 6–9, 10f
- en sustancias puras, 6–9, 7f
- estados de la, 6, 6f
- formas de la, 6–9, 10f

Materiales de cobre, en la investigación de escenas de incendios, 279, 281

McFillin, James, 310, 326

McFillin, Sandra, 301

McNeil Consumer Products, envenenamiento por *Tylenol* y, 92–93, 125–127

MDA (ingrediente del éxtasis), 216

- estructura de, 234f

MDMA (ingrediente del éxtasis), 216

- estructura de, 234f

Mecanismos cuánticos, 76–78

Medicamentos para el dolor

- abuso de. *Ver* Abuso de drogas
- robo de los empleados del hospital de, 168–170, 188–189

Medicina nuclear, 366–368, 367t, 375

Medidas

- cifras significativas en, 33–36
- errores y estimaciones en, 33–36
- exactitud de, 38–39, 39f
- factores de conversión para, 32–33
- normas del cero para, 35
- precisión de, 38–39, 39f
- unidades de, 31–33

Membrana semipermeable

Membrana fina con agujeros extremadamente pequeños que permiten el paso de pequeñas moléculas, pero no de moléculas grandes, 185–186, 186f

Mendeleev, Dimitri, 11–14, 12f

Menisco, 34

Meperidina, robo por parte de los empleados del hospital de, 168–170, 188–189, 190t

Mercurio, proteína unida, constantes de equilibrio para, 392–393, 392t

Mescalina, 236–237

Metales Elementos que conducen la electricidad y el calor, son sólidos a temperatura ambiente, y tiene un punto de fusión elevado, 16, 17f

- calor de fusión para, 284, 284t

- combustión de, 276

- lantánidos, 96

- quelatos de, 159

Metales actínidos, 96

Metales alcalinos Elementos del Grupo 1 de la tabla periódica, 95, 95f

Metales alcalinotérreos Elementos del Grupo 2 de la tabla periódica, 95, 95f

Metales de transición Elementos de los Grupos 3 a 12 de la tabla periódica, 95–96, 95f

Metales de transición internos Elementos de las dos filas inferiores no numeradas de la tabla periódica, 95–96, 95f

Metaloides Elementos que tienen propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales, 16, 17f

Metanfetamina, 208–210, 212

- estructura de, 234f

- geometría molecular de la, 254–256, 255f

Metano, 200, 200f

Metanol, 111, 217f, 218

Metilamina, 216, 216f

Metiletanolamina, 214, 214f

Metionina, 412f

- mercurio unido, 392–393, 392t

Método científico Proceso sistemático para resolver problemas, 27–30, 28f

- datos relevantes en, 30

- hipótesis y pruebas, 28

- pasos en el, 28

Método de extracción, para compuestos orgánicos, 221–224, 223f

Método del gradiente de densidad

Método de análisis de suelos, 44–45, 45f

Método hundir-flotar Método de medición de la densidad del vidrio, 44

Metoximetano, 211, 211f

Mezclas Dos o más sustancias que se combinan físicamente, pero no químicamente

- fuerzas intermoleculares en, 176–177

- separación de, 9

- — cromatografía en, 12–13, 13f

Mezclas heterogéneas Mezclas en las cuales los componentes varían de una región a otra, 9, 10f

Mezclas homogéneas Mezclas en las cuales las sustancias están uniformemente distribuidas, 8f, 9

Microscopio electrónico de barrido, 83–85, 83f, 84f

Millikan, Robert, 64

Modelo de pudín de ciruela, 64–65, 65f

Mol Cantidad de sustancia correspondiente a $6,022 \times 10^{23}$ unidades de la sustancia, 116–119, 116f

Molalidad (m) Número de moles de soluto por kilogramo de disolvente, 181

Molaridad (M) Número de moles de soluto por litro de disolución, 148

Moléculas Unidades más sencillas de los compuestos moleculares, 8

- forma tridimensional de, 240, 247–250

- polaridad de, 137, 174, 251–254, 253f. *Ver también* Moléculas polares

- polarización de, 173–174

Moléculas diatómicas, 111, 112f

Moléculas polares Moléculas que tienen una región positiva y una región negativa, 137, 174, 251–254

- fuerzas entre. *Ver* Fuerzas intermoleculares

- geometría molecular de, 252–253, 253f

- polaridad del enlace y, 252–253, 253f

Monómeros Moléculas que se puede unir químicamente como una unidad de un polímero, 410

Monosacáridos Compuestos formados por moléculas pequeñas de hidratos de carbono, azúcares sencillos, 409, 410f

Mosca del queso (*Pilophila casei*), 351, 351f
 Mosca soldado negra (*Hermetia illucens*), 351, 351f
 Muerte de peces en White River, 134-135, 158-160
 Muestra blanca, 293
 Muestras
 — análisis de. *Ver* Análisis de pruebas
 — en la investigación de escenas de fuegos, 290-293
 — recogida y almacenamiento, 294, 294f
 Munn, David, 318

N

Narcóticos
 — abuso de. *Ver* Abuso de drogas
 — estructura de, 234f
 — robo por parte de empleados de hospital, 168-170, 188-189
 Nazis
 — programas de centrales nucleares de, 372-373
 — uso de la metanfetamina por, 208-210
 Neuronas Células nerviosas, 258
 Neurotransmisores Compuestos químicos que transmiten señales entre las células nerviosas, 258-259, 258f, 259f
 Neutrón Partícula subatómica eléctricamente neutra, 64
 — carga del, 66t
 — descubrimiento del, 66
 — masa del, 66t
 — símbolo del, 66t
 Nitrato de amonio, 247. *Ver también* Explosivos
 — presión de vapor de, 325t
 Nitrógeno
 — como molécula diatómica, 111, 112f
 — solubilidad de, 177t
 Nitroglicerina. *Ver también* Explosivos
 — detonación de, 302-304
 — en la dinamita, 183, 184f
 — estructura química de, 302f
 — presión de vapor de, 324, 325t
 Nitruro de sodio, en *airbags*, 318-319
 Nivel de energía cuantizada Nivel de energía fijado en los cuales los electrones de un átomo están restringidos, 72

No electrólitos Compuestos que no pueden conducir la electricidad cuando están disueltos en agua, 140, 141f
 No metales Elementos que no conducen la electricidad ni el calor; pueden ser sólidos, líquidos o gases; y tienen un punto de fusión bajo, 16, 17f
 Nobel, Alfred, 183, 183f
 Nomenclatura
 — nombres comunes y, 110-111
 — para aniones, 98
 — para cationes, 98
 — para compuestos covalentes, 108t, 109-110, 110f
 — para compuestos iónicos, 98, 102-103, 109-110, 110f
 — para compuestos orgánicos, 203
 — para elementos, 14, 15t
 — para moléculas diatómicas, 111, 112f
 Norma del octeto Los elementos reaccionan para conseguir un total de ocho electrones de valencia, 99f, 241
 Normas de solubilidad
 — para compuestos insolubles, 144-145
 — para compuestos solubles, 143-144
 Notación científica Método de escribir cifras en función de las potencias de diez, 35
 Nube de electrones Región de espacio alrededor de un átomo en el cual los electrones pueden estar en sus orbitales, 172
 Núcleo Región central densa de un átomo que contiene protones y neutrones, 65
 Nucleótidos Subunidades de DNA que consisten en una molécula de ácido fosfórico unida a un azúcar desoxirribosa y un compuesto que contiene nitrógeno, 416-417, 417f
 Número atómico (Z) Número de protones en un elemento, 68
 Número de Avogadro Número ($6,02 \times 10^{23}$) de átomos en un mol de un elemento o de moléculas en un mol de un compuesto, 116
 Número de oxidación Herramienta para interpretar las reacciones redox en términos del número de electrones perdidos o ganados, 276-278

Número de serie en armas de fuego, 151, 152f

Número másico (A) Masa de un isótopo medida en unidades de masa atómica, 67-69

O

Oligopéptidos Grupos de 10 a 20 aminoácidos unidos juntos, 413
 Oligosacáridos Hidratos de carbono que contienen un número pequeño de monosacáridos, 409-410, 410f
 Onda, frecuencia de, 73
 — velocidad de la luz y, 73
 Opiáceos
 — abuso de. *Ver* Abuso de drogas
 — estructura de, 234f
 — robo de los empleados del hospital, 168-170, 188-189
 Orbital d, 78, 78f
 Orbital f, 78, 78f
 Orbital p, 77-78, 78f
 Orbital s, 77
 Orbitales Regiones tridimensionales del espacio en las cuales un electrón tiene la máxima probabilidad de estar localizado, 76-82, 84
 — distribución electrónica en, 78-82
 — en análisis SEM-EDS, 84, 84f
 — notación para, 80-81, 82t
 — tabla periódica y, 79-82, 79f
 Osmoles, 189
 Osmolaridad Medida de la cantidad de partículas que están disueltas en una disolución, 187
 — de la sangre, 187
 Ósmosis Difusión de un fluido a través de una membrana semipermeable hasta que hay una concentración igual en ambos lados de la membrana, 185-187, 186f, 187f
 — glóbulos rojos y, 187, 187f
 Ósmosis inversa Proceso en el cual una presión mayor que la osmótica fuerza a las moléculas a moverse a través de una membrana semipermeable en una dirección opuesta al camino que deberían seguir, 186, 186f
 Oxalato de calcio, en el envenenamiento por etilenglicol, 399-400, 400f
 Oxidona, 211, 211f

Oxicodona (*continuación*)

— estructura de, 234f

Oxidación Pérdida de electrones o ganancia de oxígeno por una sustancia, 121–122. *Ver también* Reacciones redox

— del alcohol, 347–348, 347f

Oxígeno

— como molécula diatómica, 111, 112f

— en el triángulo del fuego, 270, 270f

— en la sangre, 176

— solubilidad de, 177t

P

Padilla, José, 356–357, 378–380

Par de bases Asociación de dos nucleótidos complementarios en el DNA estabilizado por un enlace de hidrógeno, 417, 417f

Par de electrones no unidos

Electrones que están emparejados en un orbital y no forman parte del enlace covalente, 222, 244

Par iónico de electrones Electrones que se emparejan en un orbital y no forman parte del enlace covalente, 222, 244

— geometría molecular y, 247–251, 248f, 250f

Paracelso, 385

Partícula alfa (α) Partícula

radiactiva cargada positivamente que consiste en dos protones y dos neutrones, 64–65, 361

Partícula beta (β) Partícula

radiactiva emitida espontáneamente de un núcleo de un isótopo radiactivo que es idéntica a un electrón, 361–362

Partícula gamma

Partículas radiactivas, 361, 362

Partículas subatómicas, 64–66

— carga de, 66t

— masa de, 66t

— símbolos de, 66t

Pelo

— análisis de, 409

— estructura de, 414, 414f

Pelo rizado, 415, 415f

Pentano, isómeros de, 206–207, 206f

2-Pentanona, 213t

3-Pentanona, 213t

Perfil de concentración de equilibrio, 389–390, 389f

Períodos Filas de la tabla periódica, 95–96

Peróxido de hidrógeno

— descomposición catalizada por yoduro de, 344–345, 345f

— en la detección de sangre con quimioluminiscencia, 343

Peso Medida de la fuerza con que la gravedad atrae la materia, 31

— y densidad, 40

— y peso, 40

Peso atómico, isótopos y, 70

pH Medida de la acidez de una disolución, 153–158

— cálculo de, 155, 156–158

Philonthus longicornis (escarabajo vagabundo), 351

Píldora de radiación Dosis de yoduro de potasio que protege a la tiroides frente al yodo radiactivo, 379

Pilophila casei (mosca del queso), 351, 351f

Piramidal trigonal Forma de geometría molecular en la cual cuatro regiones electrónicas, una de ellas un par iónico, rodean un átomo central, 249, 250f, 253, 253f

Pirólisis Reacción de descomposición que produce compuestos gaseosos que pueden experimentar una reacción de combustión, 279

Pitera, Thomas “Tommy Karate,” 25, 25f, 48–49

Plantas

— almidón en, 410–411, 411f

— celulosa en, 410–411, 411f

Plasma Región gaseosa que es eléctricamente conductiva y puede alcanzar temperaturas extremadamente elevadas en análisis ICP-OEP, 86

Poder de penetración Medida de hasta qué punto la radiación puede penetrar en un material y causar daños, 361

Poder ionizante Capacidad de ionizar otra molécula, 361

Polaridad de los compuestos orgánicos, 253–254, 254t

Polarización Facilidad con que se puede distorsionar una nube de electrones en un átomo, 173

Polímeros Moléculas de cadena larga formadas por moléculas pequeñas unidas llamadas monómeros, 410

Polipéptidos Grupos de 20 a 50 aminoácidos unidos, 413

Polisacáridos Hidratos de carbono grandes formados por moléculas de azúcar unidas, 410–411, 411f

Polonio, 359

Polvo para huellas dactilares, 408

Pólvora, detonación de, reacción química en, 113

Positrón, 372

Potencial de acción Señal eléctrica, o impulso nervioso, que viaja entre las neuronas, 258

Precipitado, 143, 145

Precisión Reproducibilidad de una medida, 39, 39f

Presión de vapor Presión ejercida por las moléculas de vapor sobre la superficie de un líquido en equilibrio, 178–180

— de compuestos marcadores, 325, 325t

— de disoluciones, 179, 180f

— de explosivos, 324–325, 325t

— de líquidos, 178–179, 178f, 180f

— temperatura y, 179, 179f

Presión del gas Presión de las partículas que colisionan con las paredes de un contenedor, 178

Presión osmótica Presión necesaria para evitar un cambio neto en el volumen de un fluido que atraviesa una membrana semipermeable, 186

Primera ley de la termodinámica

Principio según el cual la energía nunca puede crearse ni destruirse, 286

Principio de incertidumbre de Heisenberg

Cuanta mayor certeza se busca en determinar la posición de una partícula, menos se conoce su cantidad de movimiento lineal, 76

Principio de intercambio de Locard, 409

Principio de Le Chatelier Cuando se altera un sistema en equilibrio, el sistema buscará una manera de compensar la alteración y restablecer un estado de equilibrio, 394–398, 395t

- Proceso endotérmico** Proceso químico o físico que para producirse debe absorber energía, 279, 280, 280f
- Proceso exotérmico** Proceso químico o físico que produce o libera calor, 279, 279f
- Productos** Compuestos que se forman en reacciones químicas, 113
- Prolina, 412f, 418t
- Media ponderada** Método para determinar la masa atómica según la abundancia natural, 70
- 2-Propanona, 212, 212f, 213t
- Propiedades coligativas** Propiedades que dependen del número de partículas disueltas en una disolución, no de su identidad, 180-187
- disminución del punto de congelación, 183-185
 - elevación del punto de ebullición, 180-183
 - ósmosis, 185-187
- Propiedades físicas** Características que se pueden medir sin alterar la identidad química de una sustancia, 27
- Propiedades químicas** Reacciones químicas potenciales que puede experimentar una sustancia, 26
- Proteínas** Polímeros grandes formados por monómeros de aminoácidos, 411-416
- estructura de, 387f, 411-415
 - — cuaternaria, 415, 415f
 - — primaria, 413-414
 - — secundaria, 413-414, 414f
 - — terciaria, 415, 415f
 - forma de, 411-415
 - secuencias de aminoácidos en, 413
 - síntesis de, 418
 - venenos unidos a, 386-387, 387f
 - — constante de equilibrio para, 392, 392t
- Protio, 67t
- Protones** Partículas subatómicas localizadas en el núcleo que tienen carga positiva, 64, 65-66
- carga de, 66t
 - masa de, 66t
 - símbolo para, 66t
- Proust, Joseph Louis, 61
- Pruebas**
- cambio físico en, 26
 - cambio químico en, 25-26
 - fotografías de, normas en, 34f
 - masa de, 30-31
 - medidas de densidad para, 40-43
 - peso de, 31
 - propiedades físicas de, 27
 - propiedades químicas de, 26
 - recogida y conservación de, 24-49
 - relevantes, 30
 - tamaño de muestra para, 30-31
 - transferencia entre el criminal y la víctima, 409
- Pruebas físicas**, formas de la materia y, 5-10
- Puente de azufre o enlace disulfuro** Enlace covalente entre los grupos sulfhidrilo en dos residuos de cisteína, 415
- Puente iónico** Enlace entre una amina protonada y un grupo funcional ácido carboxílico desprotonado, 415-416, 416f
- Punto de congelación** de las disoluciones, 183-185
- Punto de ebullición** Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa ejercida en el líquido, 179
- de disoluciones, 178-183
 - — elevación del, 180-183
- Punto de fusión** Temperatura a la cual se produce el cambio de fase sólida a fase líquida, 106
- de compuestos covalentes 109
 - de compuestos iónicos, 106
 - fuerzas intermoleculares y, 173-174
 - masa y, 173-174, 173t
- Punto de reblandecimiento** del vidrio, 41t
- Q**
- Quelación** Enlaces de iones metálicos en disolución, 159
- Queratina, hélice alfa de, 413-415
- Queroseno. *Ver también* Acelerantes
- calor de vaporización de, 282-283, 283t
- Química, terminología de, 14-18
- Química orgánica, 196-229
- Quimioluminiscencia** Emisión de luz en una reacción química, 343
- en la detección de sangre, 343, 343f, 352
- R**
- Radiación**
- alfa, 361
 - beta, 361-362
 - contaminación con, 364-365
 - ecuaciones nucleares para, 362-364
 - gamma, 362
 - infrarroja, 225-227, 225f, 226f
 - poder de penetración de, 361
 - seguridad de, 365
 - tipos de, 359-362
 - vida media de, 364-365
- Radiación cósmica**, 359f, 360
- Radiación de fondo** Radiación ionizada que está presente en el medio ambiente, 359-360, 359f
- Radiación ionizante.** *Ver* Radiación
- Radiación terrestre**, 359f, 360
- Radiactividad** Emisión espontánea de partículas de los núcleos de los elementos inestables, 64, 358
- descubrimiento de, 357-359
- Radio, 359
- Radioinmunoanálisis (RIA)**
- Método de inmunoanálisis en el cual la sustancia a analizar se detecta utilizando isótopos radiactivos, 260-261
- de LSD, 262
- Radioisótopos** Productos de una reacción de transmutación nuclear, 375
- aplicaciones médicas de, 366-368, 367t, 375
 - en análisis de restos humanos, 368
 - en centrales nucleares, 368-372
 - en la tabla periódica, 360, 360f
 - inestabilidad de, 360, 360f
 - procesos de desintegración en, 361-362, 365
 - proporción de neutrones-protones en, 360, 360f
 - uso militar de, 372-374
 - vida media de, 364-365, 365t
- Radioterapia**, 366-367

- Rawalt, Ron, 3
- Rayo gamma (γ)** Fotón con elevada energía emitido espontáneamente por un isótopo radiactivo, 362, 366
- Reacción en cadena** Reacción nuclear autosostenible, 370
- Reacción inversa** Formación de los reactivos a partir de los productos en una reacción química, 388
- Reacciones de combustión**
Reacciones químicas en las cuales el oxígeno reacciona con un compuesto orgánico para producir dióxido de carbono y agua, 121, 272-276. *Ver también* Fuego
- como reacciones redox, 276-278
- completa e incompleta, 272-274, 273f
- de los metales, 276
- en las explosiones, 303-305
- equilibrio de, 274-276
- productos de, 272-273
- Reacciones de neutralización**
Reacciones químicas en las cuales un ácido reacciona con una base para producir una sal y agua, 121, 158
- del reactante, 348-349, 348f
- Reacciones de precipitación**
Reacciones químicas en las cuales se forma un sólido a partir de dos reactantes acuosos, 120-121, 143-144
- normas de solubilidad para, 143-144
- Reacciones de orden cero, 346-348
- Reacciones de primer orden**
Reacciones en las cuales la velocidad de reacción sigue los cambios de concentración
- Reacciones iónicas netas, 145-147
- Reacciones químicas, 112-124
- aplicación teórica de, 123
- cálculos estequiométricos para, 119-120
- directas, 388
- en la teoría atómica de Dalton, 62, 113
- endotérmicas, 279, 280, 280f
- energía de activación para, 338, 339, 344f, 388, 388f
- equilibradas, 113-114
- exotérmicas, 279, 279f
- intermedias en, 345
- inversas, 388
- iones inertes o espectadores en, 146
- iónicas netas, 145-147
- ley de la conservación de las masas y, 113
- matemáticas de, 116-120, 123-124
- productos de, 113
- reactantes en, 113
- — formación y reformación de, 387-388
- — limitantes, 123
- tipos de, 120-122
- velocidad de, 335-350. *Ver también* Cinética química
- Reacciones redox** Reacciones químicas en las cuales los electrones se ganan o se pierden entre los reactantes, 121
- ácidas, 151
- combustión, 276-278
- en explosiones, 303-305
- número de oxidación para, 276-278
- Reactantes (o reactivos)**
Compuestos que reaccionan unos con otros en las reacciones químicas, 113
- formación y reformación de, 387-388
- Reactantes limitantes (o reactivos limitantes)** Reactantes o reactivos que se consumen completamente, 123
- Reactivos *Ver* Reactantes
- Reactores *Ver* Centrales nucleares
- Receptores de drogas, 258-259, 258f, 259f
- Redondeo de las cifras significativas, 37
- Reducción** Ganancia de electrones, 121. *Ver también* Reacciones redox
- Refinado del petróleo, 290-291, 291f
- Región del grupo funcional** Región del espectro infrarrojo usado en espectroscopia FITR para identificar los grupos funcionales presentes en una molécula, 225-226
- Región electrónica** Región de densidad electrónica que puede incluir un enlace sencillo, doble o triple, o par de electrones alrededor de un átomo central, 247-251, 248f
- geometría electrónica y, 247-249, 248f
- geometría molecular y, 225f, 247, 249-251, 249f, 250f
- Región huella digital** Región del espectro infrarrojo usado en espectroscopia FITR para identificar compuestos químicos específicos, 226
- Reglas, en pruebas fotográficas, 34f
- Rendimiento teórico** Cantidad máxima de producto que teóricamente se puede producir, 123
- Resaca, 219
- Residuos de disparos, 83-85, 83f, 84f, 155, 155f
- Residuos radiactivos, almacenamiento de, 365, 371
- Restos humanos
- análisis DNA de, 404-423. *Ver también* Análisis de DNA
- análisis con radioisótopos de, 368
- datación con carbono de, 368
- desfiguración con ácidos de, 151
- efecto de embalsamado en, 261-262
- estimación del tiempo de la muerte para, 334-335, 351-352, 368
- incinerados, identificación de, 56-57, 85-86
- insectos en, 334-335, 351-352
- saponificación de, 153
- Resultados experimentales
- exactitud de, 38-39, 39f
- precisión de, 39, 39f
- Reticulo cristalino** Patrón tridimensional que se repite en el cual se organizan los aniones y los cationes, 105-106, 106f
- Ribosoma, 418
- Richey, Kenny, 268-270, 289, 292-295
- Rinaldo, Piero, 229
- Rodizonato de sodio, para residuos de disparos, 155, 155f
- Robygnol*, 9

Rutherford, Ernest, 64-65, 374-375
— modelo atómico de, 64-66, 65f, 66f

Ryan, David, Jr., 197

S

Sacáridos, 409-411

Sal Compuesto iónicos que no contiene H^+ ni OH^- , 111

Sal de mesa, 111

Sangre

— como disolución acuosa, 136

— componentes de la, 176

— concentración de cocaína en la, 348-349, 348f

— equilibrio de hemoglobina-oxígeno en la, 394-397, 395, 397f

— fuerzas intermoleculares en la, 176-177

— hemoglobina en la, estructura de, 415, 415f

— intervalo osmótico, 187

— osmolalidad de, 187

— quimioluminiscencia en la detección de, 343, 352

Saponificación, 152-153, 153f

— de los cuerpos, 153

Seda, estructura en hoja plegada en, 413, 414f

Segunda Guerra Mundial

— armas nucleares, 372-374, 374f

— uso de la metanfetamina, 208-210

Serina, 412f

Shakespeare, William, 386

Shoemaker, James, 228-229

Símbolos atómicos de los elementos, 14, 15t

Síndrome de Munchausen por poderes, 197

Sistema métrico, 31

Sistema respiratorio, sistemas en equilibrio en, 394-396, 395f, 397f

Sistema SEM-EDS, 84-85, 84f

Sly, William, 228-229

Sol, fusión en, 371-372

Sólido Estado físico de la materia en el cual las partículas tienen una disposición ordenada en estrecha proximidad, se mantienen en posiciones fijas y no pueden comprimirse, 6, 6f

Solubilidad, 142-145

— agitación y, 140

— área superficial y, 138-139, 139f

— de compuestos iónicos, 137-138, 142-145

— de los gases, 177, 177t

— definición de, 253

— factores que afectan, 138-140

— polaridad y, 253, 254t

— temperatura y, 138, 139f

Soluto Sustancia que se disuelve en un disolvente, 136

— concentración de, 142

— disuelto, cálculo de, 147-150

— volatilidad de, 181

Solvatación 137

Sørensen, Søren, 155

Stallings, Patricia, 196-197, 227-229

Stallings, Ryan, 196-197, 227-229

Suelo

— análisis de. *Ver* Análisis de suelos

— composición mineral, 47, 47f

Sustancia pura Forma de la materia que tiene una composición uniforme y no se puede separar por métodos físicos, 6-9, 7f

— elementos como, 6-7, 7f

T

Tabla periódica Exposición de todos los elementos dispuestos en patrones específicos basados en sus propiedades químicas y físicas, 11-14, 14f

— actualización y mantenimiento, 11

— creación de, 11-14, 13t

— grupos en, 94-95, 94f, 95f

— isótopos y, 70-71

— metales en, 16, 17f

— no metales en, 16, 17f

— periodos en, 95-96

— radioisótopos en, 360

— regiones y subregiones de, 16, 17f, 93-97, 95f

Tamaño de partícula

— de la arcilla, 35, 35f

— de la arena, 35, 35f

— del cieno, 35, 35f

— velocidad de disolución y, 138-139, 139f

Tampón Combinación de un ácido débil y una sal soluble que contiene el mismo anión que el ácido débil, 158

Tampón, producto, 92-93, 125-127

Taylor, Zachary, 376, 377

Temperatura Medida de la energía cinética promedio de las partículas en un sistema, 271

— autoignición, 280

— en equilibrio térmico, 271, 271f

— presión de vapor y, 179, 179f

— velocidad de la reacción y, 340-343, 342f, 343f

Temperatura y presión estándar (STP) Temperatura de 0 °C y presión de 1 atmósfera. El volumen ocupado por 1 mol de gas es 22,4 L a STP, 314, 314

Tensión superficial Medida de la cantidad de fuerza necesaria para superar las fuerzas intermoleculares en las moléculas de la superficie del líquido, 171-172

Teoría La mejor explicación actual de un fenómeno, 61

Teoría atómica, 58-63

— de Rutherford, 64-66, 66f

— ley de la conservación de la masa y, 59-61

— ley de las proporciones definidas y, 61

— moderna, fundadores de, 59-61

— orígenes griegos de la, 58-59

Teoría atómica de Dalton

Conjunto de principios que explican que toda la materia está compuesta de átomos; que los átomos no se crean ni se destruyen, ni se transforman en las reacciones; que todos los átomos en un elemento son idénticos; y que los átomos se combinan para formar compuestos, 61-63, 66

Teoría cinético molecular de los gases Las partículas de gas son pequeñas y están lejos unas de otras, por ello actúan de forma independiente; están en continuo movimiento, y su energía cinética es proporcional a la temperatura del gas, 305-306, 310

Teoría de la colisión Principio según el cual para que se produzca una reacción las moléculas de los reactantes deben colisionar, las colisiones deben tener una energía elevada y las partículas que colisionan deben estar correctamente orientadas, 337-340

- Teoría de Lewis** Los átomos intentan disponerse en la misma configuración electrónica que el gas noble más cercano, 240
- Teoría de la repulsión del par de electrones de la capa de valencia (teoría VSEPR)** Principio según el cual los electrones de los pares de enlace o iónicos se repelen, y de esta forma se mueven lo más lejos posible uno del otro, 247-251
- Teoría del enlace valencia** Modelo de enlace covalente, 239-240
- Teoría VSEPR** *Ver* Teoría de la repulsión del par de electrones de la capa de valencia
- Terpentina**, calor de vaporización para, 282-283, 283t
- Testigos expertos**, 269
- Thiram**, muerte de peces, 159-160
- Thompson**, Nita, 384-385
- Thompson**, Randy, 384-385, 399-400
- Thomson**, J. J., 64
- Tiempo de retención** En cromatografía, el tiempo desde la inyección de la muestra hasta la respuesta en forma de pico que se detecta, 293
- Tiroides**, protección para, 379-380
- Tirosina**, 412f
- TNT**. *Ver también* Explosivos
- estructura de, 326, 326f
- isómeros de, 327-328
- Tolueno**, 210, 210f
- Toxina** Sustancia peligrosa de origen natural producida por un organismo vivo, 385, *Ver también* Venenos y envenenamiento
- Transmutación nuclear** Reacción nuclear en la cual un isótopo estable se convierte en un elemento diferente o isótopo, 374-375
- Tratamiento con oxígeno** hiperbárico, 396, 396f
- Treonina**, 412f, 418t
- Triángulo del fuego** Fuente de combustible, fuente de calor y gas oxígeno, 270, 270f
- Triglicéridos** Compuestos que se forman por combinaciones de una molécula de glicerol con tres moléculas de ácidos grasos, 407f
- Triptófano**, 412f
- Tritio**, 67t
- Tubo de rayos catódicos** Tubo de vidrio sellado que contiene el cátodo y el ánodo, en el cual se eliminan casi todos los gases para crear el vacío, usado para probar la existencia de los electrones, 64, 64f
- Turner**, Glenn, 384-385, 399-400
- Turner**, Julia, 384-385, 399-400
- Turner**, Kathy, 384-385, 399
- Twain**, Mark, 405-406
- Tylenol**, envenenamiento por, 92-93, 125-127
- U**
- Unidad de fórmula** La unidad más sencilla de un compuesto iónico, 8, 106
- Unidad de masa atómica** Duodécima parte de la masa de un átomo de carbono que contiene 6 protones y 6 neutrones, 66, 66t, 70
- Unidades de medida**, 31-33, 31t
- factores de conversión para, 32-33
- para la densidad, 42
- prefijos para, 31, 32t
- Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC)**, 203
- Uranio**, 358, 360
- vida media del, 365
- Uranio enriquecido**, 373-374
- Urano empobrecido**, 374
- V**
- Valina**, 412f
- Vapor** Fase gaseosa de un compuesto que a temperatura ambiente normalmente es un líquido, 178
- Vaporización**, calor de, 282-283, 283t
- Velocidad de la luz** Valor constante de $3,00 \times 10^8$ metros por segundo, 73
- Veneno** Cualquier compuesto que perjudica o daña un organismo vivo, 385-400
- arsénico, 398-399, 399f
- cianuro, 92-93, 125-127. *Ver también* Cianuro
- eliminación del cuerpo de, 349
- etilenglicol, 196-197, 227-229, 384-385, 399-400, 400f
- LSD, 236-237, 260-263
- monóxido de carbono, 394-397, 396f
- unión a las proteínas, 386-387, 387f, 392-393
- vías de exposición y entrada, 386
- Vicodina**, 198-199, 198f
- Vida media**
- de las drogas, 349-350, 351t
- de los radioisótopos, 364-365
- Vidrio**
- análisis de, 44
- — método de hundir-flotar, 44
- propiedades físicas de, 40, 41t
- Vitamina B₁₂**, radiactiva, 366, 366f
- Volumen**, cálculo de la densidad, 41-42
- W**
- Wesley**, James, 169
- Wöhler**, Friedrich, 198
- World Encompassed**, The, 378
- Y**
- Yodo**
- como molécula diatómica, 111, 112f
- en la identificación de huellas dactilares, 408
- propiedades físicas de, 173t, 174
- radiactivo
- — en bombas sucias, 380
- — en píldoras contra la radiación, 379-380
- — vida media de, 365
- Yoduro de potasio**, en píldoras contra la radiación, 379-380