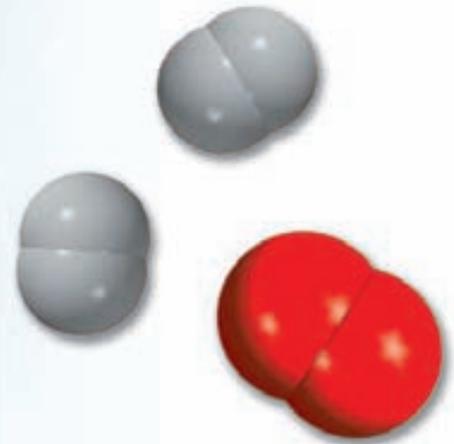


Química

El estudio del cambio



Un globo lleno de hidrógeno explota al calentarlo con una flama. El hidrógeno gaseoso reacciona con el oxígeno que está en el aire para formar vapor de agua. La química es el estudio de las propiedades de la materia y de los cambios que ésta experimenta. Los modelos muestran las moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua.



Sumario

- 1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI
- 1.2 Estudio de la química
- 1.3 El método científico
- 1.4 Clasificación de la materia
- 1.5 Los tres estados de la materia
- 1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia
- 1.7 Mediciones
- 1.8 Manejo de los números
- 1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas

Avance del capítulo

- Este capítulo inicia con una breve introducción al estudio de la química y su función dentro de la sociedad moderna (1.1 y 1.2)
- A continuación conoceremos las bases del método científico, que es una metodología sistemática para la investigación en todas las disciplinas científicas. (1.3)
- Definiremos el concepto de materia y observaremos que una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. Distinguiremos entre una mezcla homogénea y una heterogénea. Aprenderemos que, en principio, toda la materia puede existir en cualquiera de los tres estados: sólido, líquido o gaseoso. (1.4 y 1.5)
- Para caracterizar una sustancia necesitamos conocer sus propiedades físicas, las cuales son observables sin que sus propiedades químicas e identidad sufran cambio alguno, lo que sólo puede demostrarse mediante cambios químicos. (1.6)
- Debido a que se trata de una ciencia experimental, la química involucra el uso de las mediciones. Conoceremos las unidades básicas del SI (Sistema Internacional de medidas) y emplearemos sus unidades derivadas en cantidades como el volumen y la densidad. También estudiaremos las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y Kelvin. (1.7)
- Con frecuencia, los cálculos químicos implican el uso de cantidades muy pequeñas o muy grandes, y una manera conveniente para tratar con algunas de estas cifras es la notación científica. En los cálculos o mediciones cada cantidad debe presentar el número adecuado de cifras significativas, las que corresponden a dígitos importantes. (1.8)
- Por último, entenderemos la utilidad del análisis dimensional para los cálculos químicos. Al considerar las unidades a lo largo de la secuencia completa de cálculos, todas las unidades se cancelarán, a excepción de aquella que se busca. (1.9)

La química es una ciencia activa y en evolución que tiene importancia vital en nuestro planeta, tanto en la naturaleza como en la sociedad. Aunque sus raíces son antiguas, la química es en todos sentidos una ciencia moderna, como veremos un poco más adelante.

Iniciaremos el estudio de la química en el nivel macroscópico, en el que es posible observar y medir los materiales que forman nuestro mundo. En este capítulo analizaremos el método científico, que es la base para la investigación no sólo en química, sino también en las demás ciencias. Luego, descubriremos la forma en que los científicos definen y caracterizan a la materia. Por último, dedicaremos un poco de tiempo al aprendizaje del manejo de los resultados numéricos de las mediciones químicas y a la resolución de problemas numéricos. En el capítulo 2 iniciaremos la exploración del mundo microscópico de átomos y moléculas.





El ideograma chino para el término química significa "el estudio del cambio".

1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI

La *química* es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de ella, nuestra vida sería más breve en lo que llamaríamos condiciones primitivas, sin automóviles, electricidad, computadoras, discos compactos y muchas otras comodidades modernas.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo XX nos ha brindado medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista. El uso de las computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.

En este principio del siglo XXI conviene preguntarnos qué función tendrá la ciencia central en esta centuria. Es casi indudable que la química mantendrá una función fundamental en todas las áreas de la ciencia y la tecnología. Antes de profundizar en el estudio de la materia y su transformación, consideremos algunas fronteras que los químicos exploran actualmente (figura 1.1). Sin importar las razones por las que tome un curso de introducción a la química, el conocimiento adecuado de esta disciplina le permitirá apreciar sus efectos en la sociedad y en usted.

Salud y medicina

Tres logros importantes en el siglo XX han permitido la prevención y tratamiento de enfermedades. Se trata de medidas de salud pública que establecieron sistemas sanitarios para proteger a numerosas personas contra enfermedades infecciosas; la cirugía con anestesia, que ha posibilitado a los médicos curar enfermedades posiblemente mortales, como la apendicitis, y el advenimiento de vacunas y antibióticos, que hicieron factible la prevención de enfermedades causadas por microorganismos. La terapia génica al parecer será la cuarta revolución en la medicina. (Los genes son la unidad básica de la herencia.) Se cuentan por miles las enfermedades conocidas, entre ellas la fibrosis quística y la hemofilia, ocasionadas por un daño heredado de un solo gen. Muchos otros padecimientos, como cáncer, enfermedades cardíacas, sida y artritis, resultan hasta cierto punto de alteraciones de uno o más genes relacionados con los sistemas de defensa del organismo. En la terapia génica se inserta un gen sano específico en las células del paciente para curar o aminorar esos trastornos. A fin de ejecutar esos procedimientos, el médico debe tener conocimientos sólidos de las propiedades químicas de los componentes moleculares implicados. La descodificación del genoma humano, que comprende todo el material genético de nuestro organismo y desempeña una función esencial en la terapia génica, se basa principalmente en técnicas químicas.

Los químicos de la industria farmacéutica investigan fármacos potentes con pocos o nulos efectos adversos para el tratamiento del cáncer, sida y muchas otras enfermedades, además de fármacos para aumentar el número de trasplantes exitosos de órganos. En una escala más amplia, mejorar nuestra comprensión sobre el mecanismo del envejecimiento permitirá lograr esperanza de vida más prolongada y saludable para los habitantes del planeta.

Energía y ambiente

La energía es un producto secundario de muchos procesos químicos, y al continuar el aumento en su demanda, tanto en países industrializados, entre ellos Estados Unidos, como en nacio-

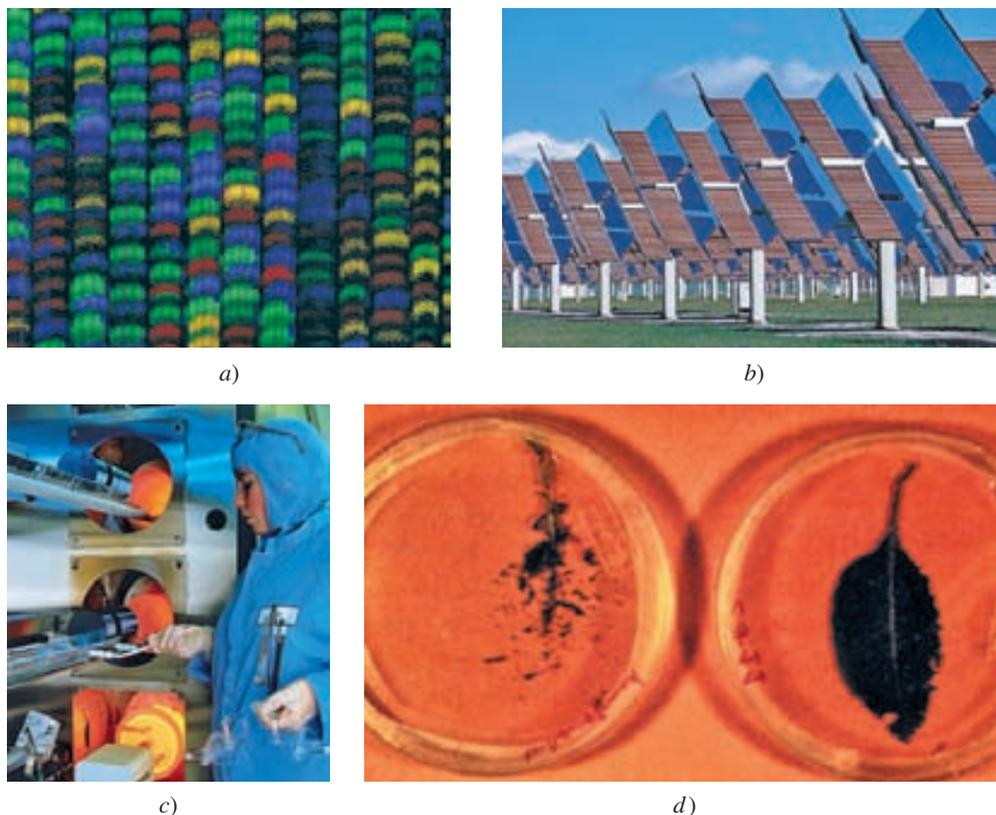


Figura 1.1 a) Salida de datos de un equipo automatizado secuenciador de ADN. Cada línea muestra una secuencia (indicada por colores distintos) obtenida de muestras distintas de ADN. b) Celdas fotovoltaicas. c) Oblea de silicio en fabricación. d) La hoja de la izquierda se tomó de una planta de tabaco no sometida a ingeniería genética y expuesta a la acción del gusano del tabaco. La hoja de la derecha sí fue sometida a ingeniería genética y apenas la atacaron los gusanos. Es factible aplicar la misma técnica para proteger las hojas de otros tipos de plantas.

nes en vías de desarrollo, como China, los químicos intentan activamente encontrar nuevas fuentes de energía. En la actualidad, las principales fuentes de energía son los combustibles fósiles (carbón, petróleo y gas natural). Las reservas estimadas de estos combustibles durarán otros 50 a 100 años con el ritmo actual de consumo, por lo que es urgente encontrar fuentes alternas.

La energía solar al parecer es una fuente viable de energía para el futuro. Cada año, la superficie terrestre recibe de la luz solar alrededor de 10 veces la energía contenida en todas las reservas conocidas de carbón, petróleo, gas natural y uranio combinadas. Sin embargo, gran parte de esa energía se “desperdicia” al reflejarse hacia el espacio exterior. En los últimos 30 años, las intensas actividades de investigación han mostrado que la energía solar puede aprovecharse con efectividad de dos maneras. Una de ellas es su conversión directa en electricidad mediante el uso de dispositivos llamados *celdas fotovoltaicas*. La otra consiste en usar la luz solar para obtener hidrógeno a partir del agua. Luego, el hidrógeno alimenta a una *celda combustible* para generar electricidad. Aunque se han logrado adelantos en los conocimientos del proceso científico de conversión de la energía solar en electricidad, la tecnología todavía no ha mejorado al punto de que sea factible producir electricidad en gran escala y con costo económicamente aceptable. Sin embargo, se ha predicho que para el año 2050 la energía solar satisfará más de 50% de las necesidades energéticas.

Otra posible fuente de energía es la fisión nuclear, si bien el futuro de la industria nuclear en Estados Unidos y otros países es incierto a causa de preocupaciones ambientalistas sobre los desechos radiactivos de los procesos de fisión. Los químicos pueden ayudar en el mejo-

ramiento del destino final de los desechos nucleares. La fusión nuclear, el proceso que ocurre en el Sol y otras estrellas, genera enormes cantidades de energía sin producir muchos desechos radiactivos peligrosos. Al cabo de otro medio siglo, es probable que la fusión nuclear se convierta en una fuente significativa de energía.

La producción y utilización de la energía se relacionan estrechamente con la calidad del ambiente. Una desventaja importante de quemar combustibles fósiles es que se produce dióxido de carbono, que es uno de los *gases de invernadero* (es decir, los que promueven el calentamiento de la atmósfera terrestre), además de dióxido de azufre y óxidos de nitrógeno, que producen la lluvia ácida y el smog. (El aprovechamiento de la energía solar no tiene esos efectos nocivos en el ambiente.) El uso de automóviles eficientes en el consumo de combustibles y de convertidores catalíticos más efectivos debe permitir una reducción considerable de las emisiones automotrices nocivas y el mejoramiento de la calidad de la atmósfera en las áreas con tránsito vehicular intenso. Además, debe aumentar el uso de automóviles eléctricos equipados con baterías duraderas y de automóviles híbridos, alimentados por baterías y gasolina, lo que ayudará a minimizar la contaminación atmosférica.

Materiales y tecnología

La investigación y el desarrollo de la química en el siglo xx han generado nuevos materiales con efecto de mejoramiento profundo de la calidad de vida y han ayudado a mejorar la tecnología de diversas maneras. Unos cuantos ejemplos son los polímeros (incluidos el caucho y el nailon), la cerámica (como la que se usa en utensilios de cocina), los cristales líquidos (como los de las pantallas electrónicas), los adhesivos (como los usados en notas adherentes) y los materiales de recubrimiento (por ejemplo, las pinturas de látex).

¿Qué nos reserva el futuro cercano? Algo muy probable es el uso de materiales *superconductores* a temperatura ambiente. La electricidad se conduce por cables de cobre, que no son conductores perfectos. Por consiguiente, casi 20% de la energía eléctrica se pierde en forma de calor entre la planta generadora de electricidad y los hogares u oficinas, lo que constituye un desperdicio enorme. Los superconductores son materiales desprovistos de resistencia eléctrica, y por tanto conducen la electricidad sin pérdida de energía. Aunque el fenómeno de la superconductividad a temperaturas muy bajas (más de 400 grados Fahrenheit por debajo del punto de congelación del agua) se ha conocido durante más de 90 años, un adelanto importante a mediados del decenio de 1980 reveló que es posible fabricar materiales que actúen como superconductores a la temperatura ambiente o cerca de ella. Los químicos han ayudado en el diseño y síntesis de nuevos materiales promisorios en dicha búsqueda. En los 30 años siguientes, veremos la aplicación en gran escala de superconductores a altas temperaturas en la resolución de imágenes por resonancia magnética (IRM), trenes de levitación magnética y fusión nuclear.

Si fuera necesario mencionar un adelanto tecnológico que ha conformado nuestras vidas más que ningún otro, habría que señalar a las computadoras. El “motor” que impulsa la revolución de las computadoras es el microprocesador, el diminuto chip de silicio que ha servido de base para numerosas invenciones, como las computadoras portátiles y aparatos de fax. La eficiencia de los microprocesadores se juzga según la velocidad con la que realizan operaciones matemáticas, como la suma. El ritmo del progreso es tal que desde su advenimiento se ha duplicado la velocidad de los microprocesadores cada 18 meses. La calidad de un microprocesador depende de la pureza del chip de silicio y de la capacidad para agregar la cantidad necesaria de otras sustancias, situación en que los químicos desempeñan una función importante en la investigación y desarrollo de chips de silicio. En el futuro, los científicos empezarán a explorar las perspectivas de la “computación molecular”, es decir, la sustitución del silicio con moléculas. Las ventajas radican en que puede lograrse que ciertas moléculas respondan a la luz, no a los electrones, con lo que se tendrían computadoras ópticas, no electrónicas. Con base en la ingeniería genética apropiada, los científicos pueden sintetizar esas moléculas con microorganismos, que sustituirían a grandes fábricas. Las computadoras ópticas también tendrían una capacidad mucho mayor de almacenamiento que las electrónicas.

Alimentos y agricultura

¿Cómo alimentar a la creciente población mundial? En países pobres, casi 80% de la fuerza laboral se dedica a la producción agrícola y la mitad del presupuesto familiar promedio se gasta en alimentos. Ello constituye una carga enorme para los recursos de esas naciones. Los factores que afectan la producción agrícola son la riqueza del suelo, los insectos y enfermedades que dañan los cultivos, y otras plantas que compiten por los nutrientes. Además de la irrigación, los agricultores recurren a fertilizantes y plaguicidas para mejorar la productividad de sus cultivos. Desde el decenio de 1950, el tratamiento de los cultivos infestados por plagas ha consistido a veces en la aplicación indiscriminada de compuestos químicos potentes. Es frecuente que tales medidas hayan tenido efectos nocivos graves en el ambiente. Incluso el uso excesivo de fertilizantes es dañino para el suelo, el agua y el aire.

A fin de satisfacer la demanda de alimentos en el siglo XXI, deben idearse estrategias novedosas para la actividad agrícola. Se ha demostrado ya que con la biotecnología es posible obtener cultivos más abundantes y de mejor calidad. Estas técnicas se han aplicado a muchos productos agrícolas, no sólo para mejorar su producción, sino también para obtener más cosechas anuales. Por ejemplo, se sabe que cierta bacteria produce una proteína tóxica para las orugas que comen hojas. La inclusión del gen que codifica la toxina en las plantas cultivadas les brinda protección contra ellas, de modo que no se requieran los pesticidas. Los investigadores también han encontrado la forma de prevenir la reproducción de las plagas de insectos. Los insectos se comunican entre sí al emitir moléculas especiales, llamadas feromonas, ante las cuales reaccionan. La identificación y la síntesis de feromonas implicadas en el apareamiento permiten interferir en el ciclo reproductivo normal de plagas comunes, por ejemplo, al inducir el apareamiento reproductivo prematuro de los insectos o engañar a las hembras para que copulen con machos estériles. En adición, los químicos pueden idear formas de aumentar la producción de fertilizantes menos dañinos para el ambiente y sustancias que eliminen selectivamente las hierbas nocivas.

1.2 Estudio de la química

En comparación con otras disciplinas, es habitual la idea de que la química es más difícil, al menos en el nivel básico. Dicha percepción se justifica hasta cierto punto; por ejemplo, es una disciplina con un vocabulario muy especializado. Sin embargo, inclusive si éste es el primer curso de química que toma usted, ya está familiarizado con el tema mucho más de lo que supone. En las conversaciones cotidianas escuchamos palabras relacionadas con la química, si bien no necesariamente usadas en el sentido científicamente correcto. Ejemplo de ello son términos como “electrónica”, “salto cuántico”, “equilibrio”, “catalizador”, “reacción en cadena” y “masa crítica”. Además, si usted cocina, ¡entonces es un químico en ejercicio! Gracias a su experiencia en la cocina, sabe que el aceite y el agua no se mezclan y que si deja hervir el agua en la estufa llega un momento en que se evapora por completo. También aplica los principios de la química y la física cuando usa el bicarbonato de sodio en la elaboración de pan; una olla a presión para abreviar el tiempo de preparación de guisos, añade ablandador de carnes a un platillo, exprime un limón sobre rebanadas de pera para evitar que se tornen oscuras o sobre el pescado para minimizar su olor, o añade vinagre al agua en la que cuece huevos. Todos los días observamos esos cambios sin pensar en su naturaleza química. El propósito de este curso es hacer que usted piense como químico, que vea el *mundo macroscópico*, lo que podemos ver y tocar directamente, y visualice las partículas y fenómenos del *mundo microscópico* que no podemos experimentar sin la tecnología moderna y nuestra imaginación.

Al principio es factible que le confunda que su profesor de química y este libro alternen continuamente entre los mundos microscópico y macroscópico. Simplemente debe tener presente que los datos de las investigaciones químicas suelen provenir de observaciones de fenómenos a gran escala, si bien las explicaciones suelen radicar en el mundo microscópico invisible e imaginario de átomos y moléculas. En otras palabras, los químicos frecuentemente *ven* algo (en el mundo macroscópico) y *piensan* en algo más (en el mundo microscópico). Por

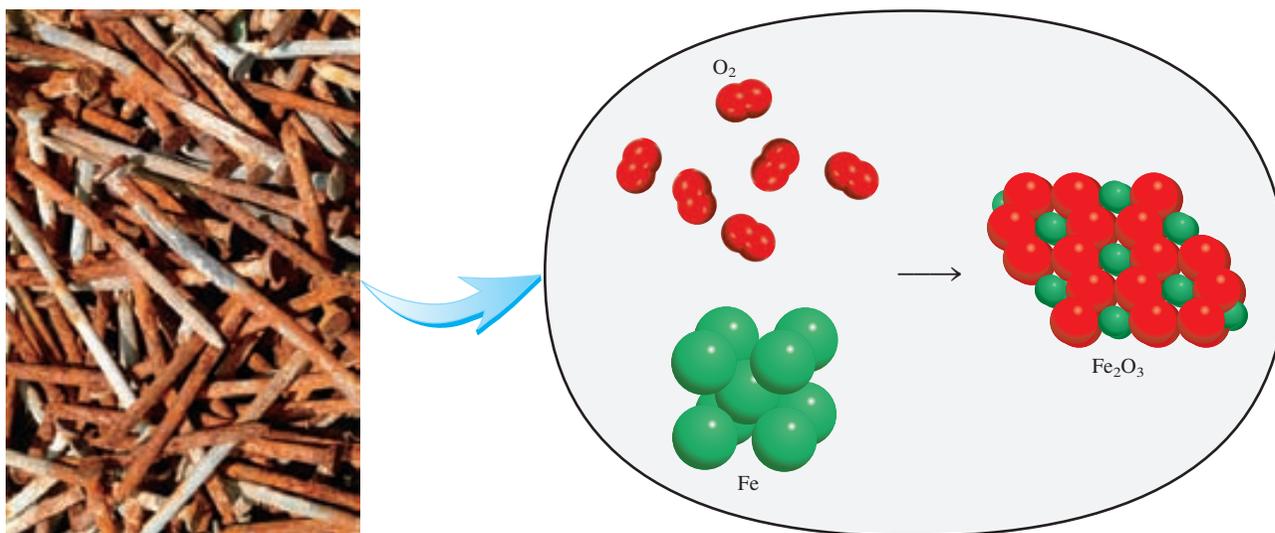


Figura 1.2 Vista molecular simplificada de la formación de la herrumbre (Fe_2O_3) a partir de átomos de hierro (Fe) y moléculas de oxígeno (O_2). En realidad, el proceso requiere agua y la herrumbre también contiene moléculas de agua.

ejemplo, al observar los clavos oxidados de la figura 1.2, un químico pensaría en las propiedades básicas de los átomos individuales del hierro y la forma en que interaccionan dichas unidades con otros átomos y moléculas para producir el cambio observado.

1.3 El método científico

Todas las ciencias, incluidas las sociales, recurren a variantes de lo que se denomina *método científico*, que es *un enfoque sistemático para la investigación*. Por ejemplo, un psicólogo que pretende indagar el efecto del ruido en la capacidad de las personas para aprender química y un químico interesado en medir el calor liberado por la combustión del hidrógeno gaseoso en presencia de aire utilizarían aproximadamente el mismo procedimiento en sus investigaciones. El primer paso consiste en definir de manera minuciosa el problema. El siguiente es realizar experimentos, elaborar observaciones detalladas y registrar la información, o *datos*, concernientes al sistema, es decir, a la parte del universo que se investiga. (En los ejemplos recién mencionados, los sistemas son el grupo de personas que estudia el psicólogo y una mezcla de hidrógeno y aire, respectivamente.)

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser *cualitativos*, o sea, *consistentes en observaciones generales acerca del sistema*, y *cuantitativos*, es decir, *comprende los números obtenidos de diversas mediciones del sistema*. En general, los químicos usan símbolos y ecuaciones estandarizados en el registro de sus mediciones y observaciones. Esta forma de representación no sólo simplifica el proceso de registro, sino que también constituye una base común para la comunicación con otros químicos.

Una vez terminados los experimentos y registrados los datos, el paso siguiente del método científico es la interpretación, en la que el científico intenta explicar el fenómeno observado. Con base en los datos recopilados, el investigador formula una *hipótesis*, que es una *explicación tentativa de un conjunto de observaciones*. Luego, se diseñan experimentos adicionales para verificar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el proceso se inicia de nuevo. En la figura 1.3 se resumen los pasos principales del proceso de investigación.



Figura 1.3 Los tres niveles del estudio de la química y su relación. La observación corresponde a fenómenos en el mundo macroscópico; los átomos y moléculas conforman el mundo microscópico. La representación es una escritura científica abreviada que describe un experimento con símbolos y ecuaciones químicas. Los químicos usan su conocimiento de los átomos y moléculas para explicar un fenómeno observado.

Después de recopilar un gran volumen de datos, a menudo es aconsejable resumir la información de manera concisa, como una ley. En la ciencia, una **ley** es un *enunciado conciso, verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que es siempre la misma bajo las mismas condiciones*. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento de Sir Isaac Newton, que tal vez recuerde de sus cursos de física, afirma que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ($F = ma$). El significado de esta ley es que el aumento en la masa o en la aceleración de un objeto siempre incrementa proporcionalmente su fuerza, en tanto que una disminución en la masa o en la aceleración indudablemente reduce su fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales de su validez pueden convertirse en teorías. Una **teoría** es un *principio unificador que explica un conjunto de hechos o las leyes basadas en esos hechos*. Las teorías también son sometidas a valoración constante. Si una teoría es refutada en un experimento, se debe desechar o modificar para hacerla compatible con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede tardarse años o inclusive siglos, en parte por la carencia de la tecnología necesaria. La teoría atómica, que es tema del capítulo 2, es un ejemplo al respecto. Se precisaron más de 2 000 años para confirmar este principio fundamental de la química que propuso Demócrito, un filósofo de la antigua Grecia. Un ejemplo más contemporáneo es la teoría del Big Bang sobre el origen del universo, que se comenta en la página 10.

Los adelantos científicos pocas veces, si acaso, se logran de manera rígida, paso a paso. En ocasiones, una ley precede a la teoría correspondiente, o viceversa. Es posible que dos científicos empiecen a trabajar en un proyecto exactamente con el mismo objetivo y terminen con enfoques del todo distintos. Después de todo, los científicos son seres humanos, y su forma de pensar y trabajar está sujeta a influencia considerable de sus antecedentes, capacitación y personalidad.

El desarrollo de la ciencia ha sido irregular y a veces ilógico. Los grandes descubrimientos son resultado de las contribuciones y experiencias acumuladas de muchos investigadores, pese a que el crédito por la formulación de una teoría o ley por lo regular se otorga a una sola persona. Por supuesto, la suerte es un factor en los descubrimientos científicos, si bien se ha afirmado que “las oportunidades favorecen a las mentes preparadas”. Se requiere atención y capacidad para reconocer la importancia de un descubrimiento accidental y sacar máximo provecho de él. Es muy frecuente que el público general se entere sólo de los adelantos científicos espectaculares. Sin embargo, por cada una de esas historias muy conocidas existen cientos de casos de científicos que han dedicado años a trabajar en proyectos que finalmente terminaron siendo infructuosos, y en los que se logran resultados positivos sólo después de muchos errores y a un ritmo tan lento que pasan inadvertidos. Inclusive esas investigaciones infructuosas contribuyen de alguna manera al avance continuo del conocimiento del universo físico. Es el amor por la investigación lo que mantiene en el laboratorio a muchos científicos.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

- Una hipótesis siempre conduce a la formulación de una ley.
- El método científico es una secuencia rigurosa de pasos para la resolución de problemas.
- Una ley resume una serie de observaciones experimentales; una teoría ofrece una explicación de esas observaciones.

QUÍMICA

en acción

El helio primordial y la teoría del Big Bang

¿De dónde venimos? ¿Cómo se originó el universo? Los seres humanos nos hemos hecho estas preguntas desde que tenemos capacidad de raciocinio. La búsqueda de respuestas constituye un ejemplo del método científico.

En el decenio de 1940, el físico ruso-estadounidense George Gamow planteó la hipótesis de que el universo se inició miles de millones de años atrás con una explosión gigantesca, el *Big Bang*. En esos primeros momentos, el universo ocupaba un volumen diminuto y su temperatura era más alta de lo imaginable. Esta brillante bola de fuego de radiación mezclada con partículas microscópicas de materia se enfrió gradualmente, hasta que se formaron los átomos. Por la influencia de la fuerza de gravedad, estos átomos se agruparon para formar miles de millones de galaxias, incluida la nuestra, la Vía Láctea.

El concepto de Gamow es interesante y muy provocativo. Se ha puesto a prueba experimentalmente de diversas maneras. Por principio de cuentas, las mediciones demostraron que el universo está en expansión, es decir, que las galaxias se alejan unas de otras a gran velocidad. Este hecho es compatible con el nacimiento explosivo del universo. Al imaginar tal expansión en retroceso, como cuando se rebobina una película, los astrónomos han deducido que el universo se inició hace unos 13 000 millones de años. La segunda observación que sustenta la hipótesis de Gamow es la *detección de radiación cósmica de fondo*. A lo largo de miles de millones de años, ¡el universo inimaginablemente caliente se ha enfriado hasta una temperatura de 3 K (o sea, -270°C)! A esta temperatura, gran parte de la energía corresponde a la región de microondas. Puesto que el *Big Bang* habría ocurrido simultáneamente en todo el diminuto volumen del universo en formación, la radiación que generó debe haber llenado todo el universo. Así pues, la radiación debe ser la misma en todo el universo que observamos. De hecho, las señales de microondas que registran los astrónomos son *independientes* de la dirección.

El tercer dato que sustenta la hipótesis de Gamow es el descubrimiento del helio primordial. Los científicos piensan que el helio y el hidrógeno (los elementos más ligeros) fueron los primeros que se formaron en las etapas iniciales de la evolución cósmica. (Se cree que otros elementos más pesados, como el carbono, nitrógeno y oxígeno, se formaron más adelante por reacciones nucleares en las que participaron el hidrógeno y el helio, en el centro de las estrellas.) De ser así, un gas difuso formado por hidrógeno y helio se habría diseminado por todo el universo naciente antes de que se formaran

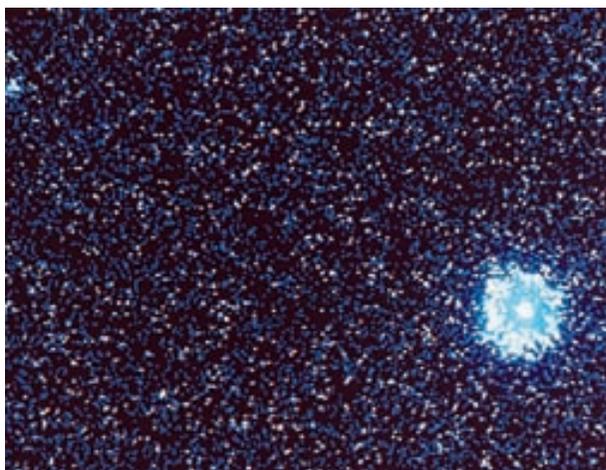


Foto a color de alguna galaxia distante, incluyendo la posición de un cuasar.

muchas de las galaxias. En 1995, los astrónomos que analizaron la luz ultravioleta proveniente de un lejano *quasar* (poderosa fuente de luz y de señales de radio que se considera como una galaxia en explosión en el borde del universo) descubrieron que una parte de la luz era absorbida por los átomos de helio en su trayecto a la Tierra. Puesto que el quasar en cuestión dista de nuestro planeta más de 10 000 millones de años luz (un año luz es la distancia que recorre la luz en un año), la luz que llega a la Tierra corresponde a fenómenos que ocurrieron hace más de 10 000 millones de años. ¿Por qué el hidrógeno no fue el elemento más abundante que se detectó? El átomo de hidrógeno tiene un solo electrón, que se desprende por la luz de un quasar en el proceso llamado *ionización*. Los átomos de hidrógeno ionizados no pueden absorber en absoluto la luz del quasar. Por otra parte, el átomo de helio tiene dos electrones. La radiación puede quitarle al helio uno de sus electrones; pero no siempre ambos. Los átomos de helio ionizados todavía absorben luz y, por tanto, son detectables.

Los defensores de la explicación de Gamow se regocijaron ante la detección de helio en los confines distantes del universo. En reconocimiento de todos los datos sustentadores, los científicos ahora se refieren a la hipótesis de Gamow como teoría del Big Bang.

1.4 Clasificación de la materia

Al principio del capítulo definimos la química como el estudio de la materia y los cambios que experimenta. La *materia* es *todo lo que ocupa espacio y tiene masa*. La materia incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, la tierra y los árboles) y lo que no podemos ver ni tocar (como el aire). Así pues, todo en el universo tiene una conexión “química”.

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos y compuestos, además de los átomos y moléculas, que estudiaremos en el capítulo 2.

Sustancias y mezclas

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Son ejemplos de ello el agua, amoníaco, azúcar de mesa (sacarosa), oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

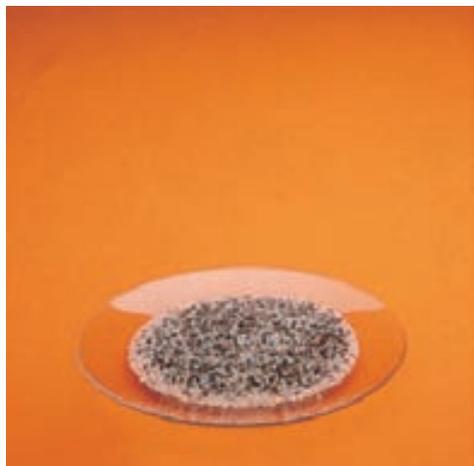
Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Algunos ejemplos familiares de ello son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Por tanto, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etcétera.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una **mezcla homogénea**, en la que la composición de la mezcla es uniforme. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas (figura 1.4). En tal caso, se habla de una **mezcla heterogénea** porque su composición no es uniforme.

Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes. Así pues, el azúcar se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo. La condensación del vapor permite recuperar el agua. En cuanto a la separación de la mezcla hierro-arena, es posible usar un imán para separar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena misma [figura 1.4b)]. Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un **elemento** es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 117 elementos. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra. Los otros se han obtenido por medios científicos mediante procesos nucleares, que son tema del capítulo 23 de este texto.



a)



b)

Figura 1.4 a) La mezcla contiene virutas de hierro y arena. b) Un imán permite separar las virutas de hierro de la mezcla. Esta misma técnica se usa en mayor escala para separar hierro y acero de objetos no magnéticos, como aluminio, vidrio y plásticos.

TABLA 1.1 Algunos elementos comunes y sus símbolos

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

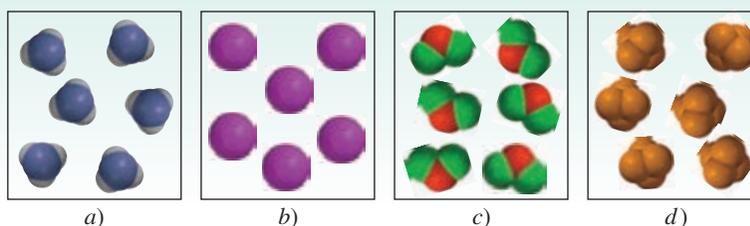
Por conveniencia, los químicos usan símbolos de una o dos letras para representar a los elementos. La primera letra del símbolo *siempre* es mayúscula, no así la letra siguiente. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. En la tabla 1.1 se muestran los nombres y símbolos de algunos de los elementos más comunes. Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro) y Na de *natrium* (sodio), en cambio, en muchos otros casos guardan correspondencia con su nombre en inglés. En el apéndice 1 se incluye una lista del origen de los nombres de los elementos y de los científicos que los descubrieron.

Los átomos de muchos elementos pueden interactuar entre sí para formar compuestos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua consiste en dos partes de hidrógeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia o de las capas de hielo de Marte. Así pues, el agua es un **compuesto**, o sea, *una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas*. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

Las relaciones entre los elementos, compuestos y otras categorías de materia se resumen en la figura 1.5.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes diagramas representa elementos y cuál representa compuestos? Cada esfera de color (o esfera truncada) representa a un átomo.



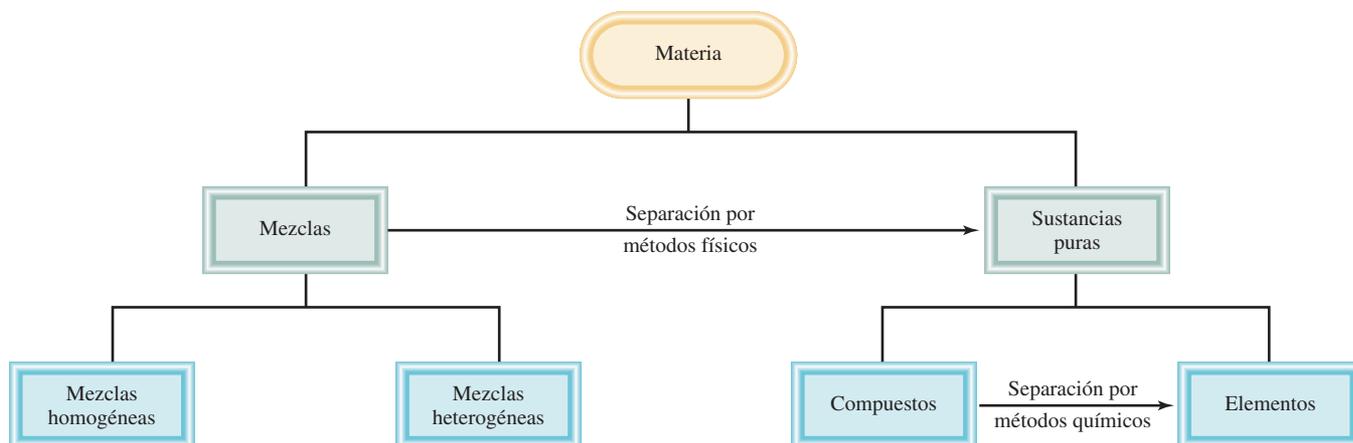


Figura 1.5 Clasificación de la materia.

1.5 Los tres estados de la materia

Al menos en principio, todas las sustancias pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Como se muestra en la figura 1.6, los gases difieren de los líquidos y sólidos en la distancia que media entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Las moléculas de un líquido están cerca unas de otras, sin que se mantengan en una posición rígida, por lo que pueden moverse. En un gas, las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el tamaño de las moléculas mismas.

Son posibles las conversiones entre los tres estados de la materia sin que cambie la composición de la sustancia. Al calentar un sólido (por ejemplo, el hielo) se funde y se transforma en líquido (agua). (La temperatura en la que ocurre esa transición se denomina *punto de fusión*.) Su calentamiento adicional convierte al líquido en gas. (Esta conversión sobreviene en el *punto de ebullición* del líquido.) Por otra parte, el enfriamiento de un gas hace que se condense en la forma de líquido. Al enfriar adicionalmente este líquido, se congela a su forma

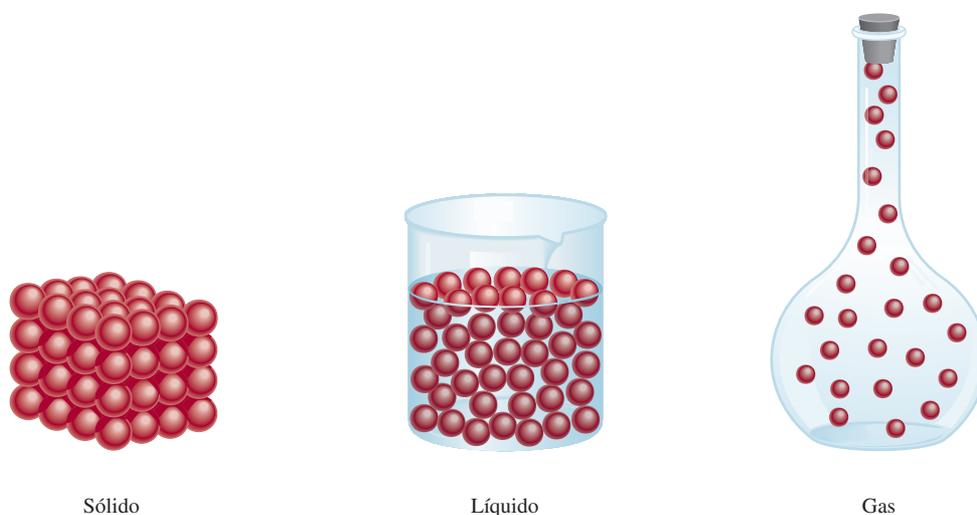
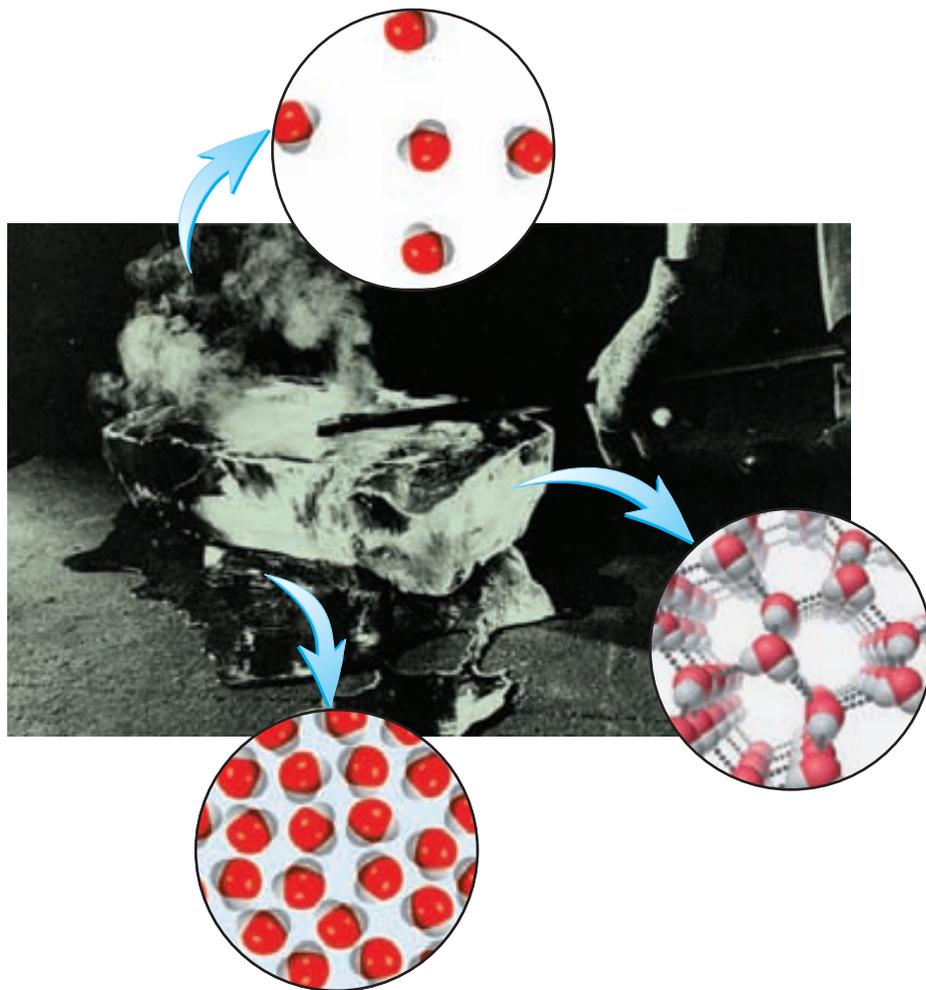


Figura 1.6 Representación microscópica de un sólido, un líquido y un gas.

Figura 1.7 Los tres estados de la materia. Un lingote caliente transforma el hielo en agua y luego en vapor de agua.



sólida. Los tres estados de la materia se muestran en la figura 1.7. Advierta que las propiedades del agua son únicas entre las sustancias comunes, ya que las moléculas en su estado líquido están más cerca unas de otras que en el estado sólido.

Revisión de conceptos

Un cubo de hielo se colocó en un recipiente cerrado. Cuando se calienta, el cubo de hielo primero se derrite y después el agua hierve hasta formar vapor. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

- La apariencia física del agua es diferente en cada etapa de cambio.
- La masa de agua es la mayor para el cubo de hielo y la menor para el vapor.

1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia

Se identifican las sustancias por sus propiedades y su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son propiedades físicas. Una **propiedad física** se puede medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, es posible

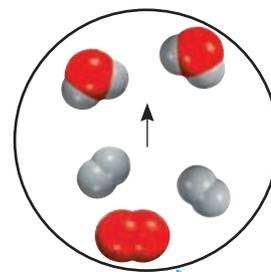
medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De manera similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

Por otra parte, la aseveración: “el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua”, describe una **propiedad química** del hidrógeno, ya que *a fin de observar esta propiedad debe ocurrir un cambio químico*, en este caso, la combustión. Después del cambio, desaparece la sustancia química original, el hidrógeno, y sólo queda otra sustancia química distinta, el agua. Es imposible recuperar el hidrógeno a partir del agua mediante un cambio físico, como la ebullición o congelación.

Cada vez que se cuece un huevo, ocurre un cambio químico. Cuando se someten a temperaturas cercanas a 100°C, la yema y la clara experimentan cambios que no sólo modifican su aspecto físico, sino también su composición química. Después, al comerse, el huevo se modifica de nuevo, por efecto de sustancias del cuerpo humano llamadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos.

Todas las propiedades mensurables de la materia corresponden a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia que se considere. La **masa**, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas. El **volumen**, que se define como la longitud elevada al cubo, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

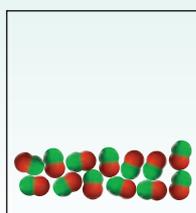
El valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de cuánta materia se considere. La **densidad**, que se define como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva. También lo es la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que está a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados. A diferencia de la masa, longitud y volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.



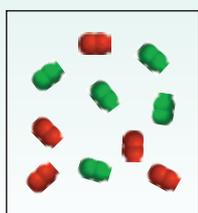
Combustión del hidrógeno en el aire para formar agua.

Revisión de conceptos

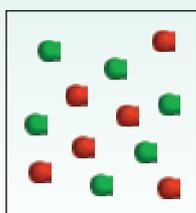
El diagrama en *a*) muestra un compuesto integrado por átomos de dos elementos (representados por las esferas rojas y verdes) en estado líquido. ¿Cuál de los diagramas en *b*) a *d*) representa un cambio físico y cuál un cambio químico?



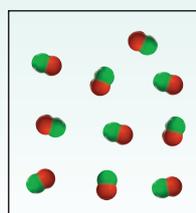
a)



b)



c)



d)

1.7 Mediciones

Los químicos frecuentemente realizan mediciones que usan en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Los diferentes instrumentos permiten medir las propiedades de una sustancia: con una cinta métrica se mide la longitud; con la bureta, pipeta, probeta graduada y matraz volumétrico, el volumen (figura 1.8); con la balanza, la masa, y con el termómetro, la temperatura. Estos instrumentos proporcionan mediciones de *propiedades macroscópicas* que *pueden determinarse directamente*. Las *propiedades microscópicas*, en la escala atómica o molecular, tienen que determinarse con un método indirecto, como analizaremos en el capítulo 2.

Una cantidad medida suele describirse como un número con una unidad apropiada. Afirmar que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta carretera es de 5 166 no tiene sentido. Se requiere especificar que la distancia es de 5 166 km. Lo mismo es válido en química; las unidades son esenciales para expresar correctamente las mediciones.

Unidades del Sistema Internacional (SI)

Durante muchos años, los científicos registraron las mediciones en *unidades métricas* que se relacionan de manera decimal, es decir, con base en potencias de diez. Sin embargo, en 1960 la Conferencia General de Pesos y Medidas, que es la autoridad internacional en cuanto a unidades, propuso un sistema métrico revisado, al que se llamó *Sistema Internacional de Unidades* (abreviado *SI*, del francés *Système International d'Unités*). En la tabla 1.2 se muestran las siete unidades básicas del SI. Todas las demás unidades de medición se derivan de ellas. Al igual que las unidades métricas, las del SI se modifican de manera decimal con prefijos, como se ilustra en la tabla 1.3. En este texto se utilizan tanto las unidades métricas como las del SI.

Las mediciones que se utilizan frecuentemente en el estudio de la química son las de tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Figura 1.8 Algunos dispositivos de medición comunes en los laboratorios de química. No se ilustran a escala proporcional. Los usos de estos dispositivos de medición se analizan en el capítulo 4.

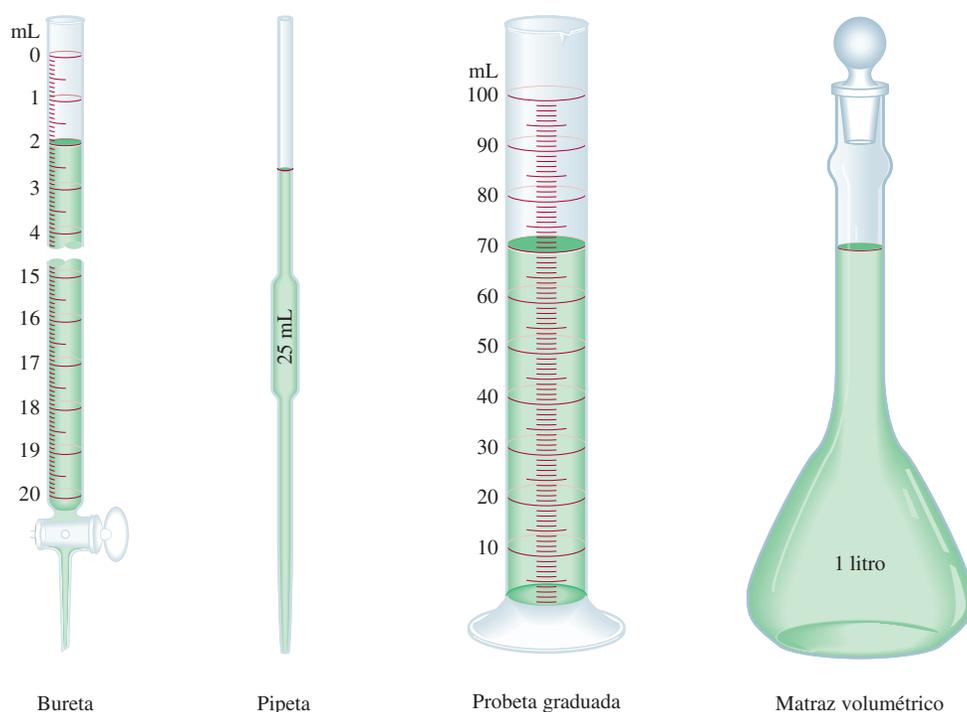


TABLA 1.2 Unidades básicas del Sistema Internacional

Cantidad básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

TABLA 1.3 Prefijos usados con las unidades del Sistema Internacional

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1 000 000 000 000, o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000, o 10^9	1 gigámetro (Gm) = 1×10^9 m
mega-	M	1 000 000, o 10^6	1 megámetro (Mm) = 1×10^6 m
kilo-	k	1 000, o 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	1/10, o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100, o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
mili-	m	1/1 000, o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1 000 000, o 10^{-6}	1 micrómetro (μ m) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000, o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000, o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

Note que el prefijo métrico sólo representa un número:

$$1 \text{ mm} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}$$



Un astronauta salta sobre la superficie lunar.

Masa y peso

Aunque los términos “masa” y “peso” suelen usarse indistintamente, en sentido estricto se trata de cantidades diferentes. Mientras que la masa es una medición de la cantidad de materia en un objeto, el **peso**, en sentido técnico, es *la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto*. Una manzana que cae de un árbol es atraída hacia abajo por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su ubicación, en tanto que el peso sí. Por ejemplo, en la superficie de la Luna la manzana pesaría apenas una sexta parte de lo que pesa en la Tierra, ya que la gravedad lunar equivale a un sexto de la terrestre. La menor gravedad de la Luna permitió que los astronautas saltaran sin dificultad en su superficie, pese a los voluminosos trajes y equipo. Los químicos se interesan principalmente en la masa, que puede determinarse con facilidad con una balanza; por extrañón que parezca, el proceso de medir la masa se llama *pesada*.

La unidad básica de masa del SI es el *kilogramo* (kg). A diferencia de las unidades de longitud y tiempo, que se basan en procesos naturales que los científicos pueden repetir en cualquier momento, el kg se define en función de un objeto en particular (figura 1.9). En química es más conveniente usar una unidad más pequeña, el gramo (g):

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

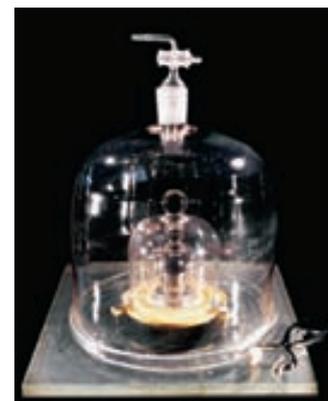


Figura 1.9 El kilogramo prototipo está hecho de una aleación de platino e iridio. Se conserva en un depósito de seguridad en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas que se encuentra en Sèvres, Francia. ¡En 2007 se descubrió que la aleación ha perdido en forma misteriosa aproximadamente 50 μ g!

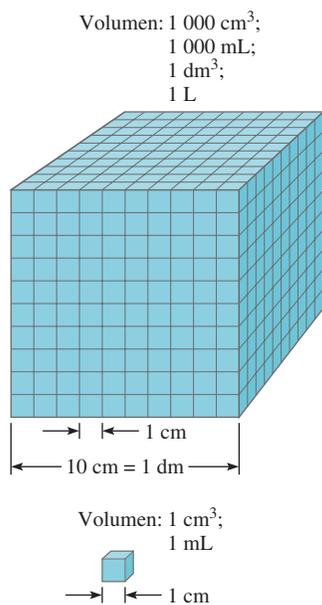


Figura 1.10 Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

Volumen

La unidad de longitud del SI es el *metro* (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el *metro cúbico* (m³). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños, como el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³):

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un **litro** es *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. Un volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm³:

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ mL}$$

$$= 1\,000 \text{ cm}^3$$

$$= 1 \text{ dm}^3$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

En la figura 1.10 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes. Aunque el litro no es una unidad del SI, los volúmenes suelen expresarse en litros y mililitros.

Densidad

La ecuación para la densidad es:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

o

$$d = \frac{m}{V} \quad (1.1)$$

TABLA 1.4

Densidad de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm ³)
Aire*	0.001
Etanol	0.79
Agua	1.00
Mercurio	13.6
Sal de mesa	2.2
Hierro	7.9
Oro	19.3
Osmio**	22.6

* Medido a 1 atmósfera.

** El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce.

donde d , m y V denotan densidad, masa y volumen, respectivamente. La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre volumen permanece sin cambio para un material dado; en otras palabras, V aumenta conforme lo hace m . Usualmente la densidad depende de la temperatura.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m³). Esta unidad resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico (g/cm³) y su equivalente de gramos por mililitro (g/mL) se usan más frecuentemente para las densidades de sólidos y líquidos. La densidad de los gases tiende a ser muy baja, de modo que se expresa en gramos por litro (g/L):

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1\,000 \text{ kg/m}^3$$

$$1 \text{ g/L} = 0.001 \text{ g/mL}$$

En la tabla 1.4 se muestra la densidad de algunas sustancias.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran el cálculo de densidades.

EJEMPLO 1.1

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa sobre todo en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm³. Calcule la densidad del oro.

Solución Se proporcionan la masa y el volumen y se pide calcular la densidad. Por ende, con base en la ecuación (1.1) escribimos:

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301 \text{ g}}{15.6 \text{ cm}^3} \\ &= 19.3 \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

Ejercicio de práctica Una pieza de platino metálico con densidad de 21.5 g/cm³ tiene un volumen de 4.49 cm³. ¿Cuál es su masa?



Lingotes de oro.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

EJEMPLO 1.2

La densidad del mercurio, el único metal líquido a temperatura ambiente, es de 13.6 g/mL. Calcule la masa de 5.50 mL del líquido.

Solución Nos dan la densidad y el volumen de un líquido y se nos pide calcular la masa del líquido. Reordenamos la ecuación (1.1) para obtener:

$$\begin{aligned} m &= d \times V \\ &= 13.6 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 5.50 \text{ mL} \\ &= 74.8 \text{ g} \end{aligned}$$

Ejercicio de práctica La densidad del ácido sulfúrico en cierto acumulador de automóvil es de 1.41 g/mL. Calcule la masa de 242 mL del líquido.



Mercurio.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

Escalas de temperatura

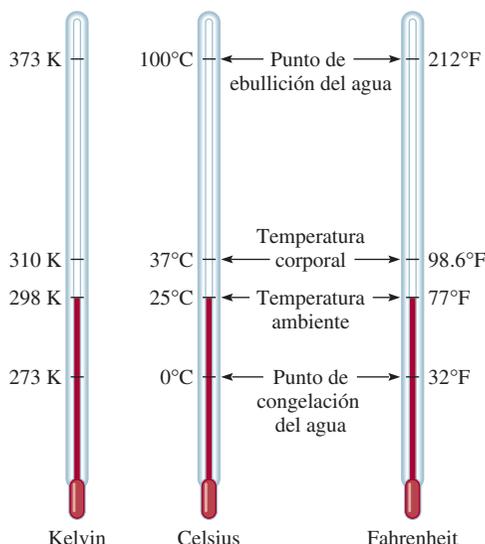
Son tres las escalas de temperatura que están en uso actualmente. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (kelvin). En la escala Fahrenheit, la más usada en Estados Unidos fuera de los laboratorios, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua como 32°F y 212°F, respectivamente. La escala Celsius divide el intervalo entre los puntos de congelación (0°C) y ebullición (100°C) del agua en 100 grados. Como se muestra en la tabla 1.2, el *kelvin* es la *unidad básica de temperatura del SI*; se trata de una escala de temperatura *absoluta*. Por absoluta debe entenderse que el 0 de la escala Kelvin, denotado como 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse en teoría. Por otra parte, 0°F y 0°C se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente, el agua. En la figura 1.11 se comparan las tres escalas de temperatura.

La magnitud de un grado en la escala Fahrenheit es de apenas 100/180, o sea, 5/9 de un grado en la escala Celsius. A fin de convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, se escribe:

$$?^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \times \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{C}} \quad (1.2)$$

Observe que la escala Kelvin no tiene el signo de grados. Además, las temperaturas expresadas en kelvins por ningún concepto pueden ser negativas.

Figura 1.11 Comparación entre las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y escala absoluta (Kelvin). Observe que existen 100 divisiones o grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua en la escala Celsius, y 180 divisiones o grados entre los mismos puntos en la escala Fahrenheit. La escala Celsius se llamó anteriormente escala centígrada.



La siguiente ecuación se utiliza para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit:

$$?^{\circ}\text{F} = \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} \quad (1.3)$$

Las escalas Celsius y Kelvin tienen unidades de la misma magnitud, es decir, un grado Celsius es equivalente a un kelvin. En estudios experimentales, se ha comprobado que el cero absoluto de la escala Kelvin equivale a -273.15°C . Así pues, es posible usar la ecuación siguiente para convertir grados Celsius a kelvin:

$$?^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{C} + 273.15^{\circ}\text{C}) \frac{1^{\circ}\text{K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad (1.4)$$

Con frecuencia es necesario hacer conversiones entre grados Celsius y grados Fahrenheit, y entre grados Celsius y kelvin. Tales conversiones se ilustran en el ejemplo 1.3.

La sección de Química en acción de la página 21 nos muestra por qué debemos tener cuidado con las unidades en el trabajo científico.

EJEMPLO 1.3



La soldadura se usa mucho en la fabricación de circuitos electrónicos.

- a) La soldadura es una aleación hecha de estaño y plomo que se usa en circuitos electrónicos. Cierta soldadura tiene un punto de fusión de 224°C . ¿Cuál es su punto de fusión en grados Fahrenheit? b) El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, de -452°F . Convierta esta temperatura a grados Celsius. c) El mercurio, único metal líquido a temperatura ambiente, funde a -38.9°C . Convierta su punto de fusión a kelvins.

Solución Estas tres partes requieren efectuar conversiones de temperatura, por lo que necesitaremos las ecuaciones (1.2), (1.3) y (1.4). Tenga en cuenta que la temperatura más baja en la escala Kelvin es cero (0 K), por lo que en dicha escala no se tienen valores negativos.

- a) Esta conversión se realiza al escribir:

$$\frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} \times (224^{\circ}\text{C}) + 32^{\circ}\text{F} = 435^{\circ}\text{F}$$

(continúa)

QUÍMICA

en acción

La importancia de las unidades

En diciembre de 1998, la NASA lanzó el *Martian Climate Orbiter*, con costo de 125 millones de dólares, del cual se pretendía que fuera el primer satélite meteorológico del planeta rojo. Luego de un recorrido de casi 416 millones de millas, la nave espacial debía entrar en órbita marciana el 23 de septiembre de 1999. En vez de ello, el satélite entró en la atmósfera de Marte a una altura de casi 100 km (62 millas) menor que la planeada y el calor lo destruyó. Los controladores de la misión señalaron que la pérdida de la nave espacial se debió a un error en la conversión de las unidades inglesas de medición a las unidades métricas en los programas de navegación.

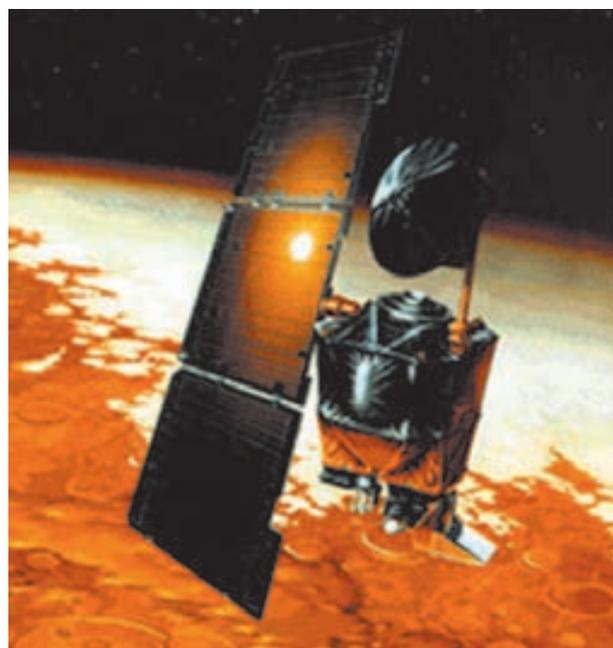
Los ingenieros de la Lockheed Martin Corporation que fabricaron la nave espacial especificaron su fuerza en libras, que es la unidad inglesa. Por su parte, los científicos del Jet Propulsion Laboratory de la NASA habían supuesto que los datos de fuerza que recibieron estaban expresados en unidades métricas, a saber, en newtons. Por lo común, la libra es la unidad de masa. Sin embargo, cuando se expresa como unidad de fuerza, 1 lb es la fuerza debida a la atracción ejercida por la gravedad sobre un objeto que tiene dicha masa. La conversión entre libra y newton parte de que $1 \text{ lb} = 0.4536 \text{ kg}$ y de la segunda ley del movimiento de Newton:

$$\begin{aligned} \text{fuerza} &= \text{masa} \times \text{aceleración} \\ &= 0.4536 \text{ kg} \times 9.81 \text{ m/s}^2 \\ &= 4.45 \text{ kg m/s}^2 \\ &= 4.45 \text{ N} \end{aligned}$$

puesto que $1 \text{ newton (N)} = 1 \text{ kg m/s}^2$. Así pues, en vez de convertir 1 lb de fuerza a 4.45 N, los científicos la consideraron como 1 N.

La fuerza considerablemente menor del motor expresada en newtons dio por resultado una órbita más baja y, en última instan-

cia, la destrucción de la nave. Uno de los científicos comentó lo siguiente sobre el fracaso de la misión a Marte: “Ésta será una anécdota de advertencia que se incluirá en la introducción al sistema métrico en la educación básica, media y superior hasta el fin de los tiempos”.



Representación artística del *Martian Climate Orbiter*.

b) En este caso, tenemos:

$$(-452^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}} = -269^\circ\text{C}$$

c) El punto de fusión del mercurio en kelvins está dado por:

$$(-38.9^\circ\text{C} + 273.15^\circ\text{C}) \times \frac{1\text{K}}{1^\circ\text{C}} = 234.3 \text{ K}$$

Ejercicio de práctica Convierta: a) 327.5°C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit; b) 172.9°F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius, y c) 77 K , el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.

Problemas similares: 1.24, 1.25, 1.26.

Debe considerar los dos aspectos siguientes. Primero, que $n = 0$ se usa para los números que no se expresan en notación científica. Por ejemplo, 74.6×10^0 ($n = 0$) equivale a 74.6. Segundo, que la práctica usual es omitir el exponente cuando $n = 1$. Así pues, la notación científica de 74.6 es 7.46×10 y no 7.46×10^1 .

A continuación consideramos el manejo de la notación científica en operaciones aritméticas.

Todo número elevado a la potencia cero es igual a la unidad.

Adición y sustracción

A efecto de sumar o restar con uso de la notación científica, primero escribimos cada cantidad, por ejemplo, N_1 y N_2 , con el mismo exponente n . Luego, combinamos N_1 y N_2 , sin que cambien los exponentes. Considere los ejemplos siguientes:

$$\begin{aligned}(7.4 \times 10^3) + (2.1 \times 10^3) &= 9.5 \times 10^3 \\(4.31 \times 10^4) + (3.9 \times 10^3) &= (4.31 \times 10^4) + (0.39 \times 10^4) \\ &= 4.70 \times 10^4 \\(2.22 \times 10^{-2}) - (4.10 \times 10^{-3}) &= (2.22 \times 10^{-2}) - (0.41 \times 10^{-2}) \\ &= 1.81 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

Multiplicación y división

La multiplicación de números expresados en notación científica requiere en primer término multiplicar de la manera usual N_1 por N_2 y los exponentes se *suman*. En el caso de la división con notación científica, dividimos del modo habitual N_1 entre N_2 y luego restamos los exponentes. Los ejemplos siguientes muestran la realización de estas operaciones:

$$\begin{aligned}(8.0 \times 10^4) \times (5.0 \times 10^2) &= (8.0 \times 5.0) (10^{4+2}) \\ &= 40 \times 10^6 \\ &= 4.0 \times 10^7 \\(4.0 \times 10^{-5}) \times (7.0 \times 10^3) &= (4.0 \times 7.0) \times (10^{-5+3}) \\ &= 28 \times 10^{-2} \\ &= 2.8 \times 10^{-1} \\ \frac{6.9 \times 10^7}{3.0 \times 10^{-5}} &= \frac{6.9}{3.0} \times 10^{7-(-5)} \\ &= 2.3 \times 10^{12} \\ \frac{8.5 \times 10^4}{5.0 \times 10^9} &= \frac{8.5}{5.0} \times 10^{4-9} \\ &= 1.7 \times 10^{-5}\end{aligned}$$

Cifras significativas

Salvo cuando todos los números sean enteros (por ejemplo, contar el número de estudiantes en un salón de clases), suele ser imposible obtener el valor exacto de la cantidad que se investigue. Por ello, es importante señalar el margen de error en una medición al indicar con claridad el número de **cifras significativas**, que son *los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada*. Al usar las cifras significativas, se da por entendido que el último dígito es incierto. Por ejemplo, podría medirse el volumen de cierto líquido con una probeta graduada con una escala tal que la incertidumbre en la medición sea de 1 mL. Si el volumen resulta ser de 6 mL, entonces el volumen real se ubica en el intervalo de 5 mL a 7 mL. Ese volumen lo representamos como (6 ± 1) mL. En este caso, existe una sola cifra significativa (el dígito 6) con incertidumbre de más o menos 1 mL. A fin de lograr mayor exactitud, podríamos usar una probeta graduada con divisiones más finas, de modo que ahora el volumen medido tenga incertidumbre de apenas 0.1 mL. Si el volumen del líquido resulta de 6.0 mL, la cantidad se expresaría como (6.0 ± 0.1) mL y el valor real se ubicaría entre 5.9 y 6.1 mL. Aunque es posible mejorar adicionalmente el dispositivo de medición y obtener más cifras significativas, en



Figura 1.12 Balanza de un solo platillo.

cada caso el último dígito es siempre incierto; la magnitud de tal incertidumbre depende del dispositivo de medición usado.

En la figura 1.12 se muestra una balanza moderna. Este tipo de balanza está disponible en muchos laboratorios de química general y permite medir fácilmente la masa de los objetos hasta con cuatro decimales. En consecuencia, la masa medida suele tener cuatro cifras significativas (por ejemplo, 0.8642 g) o más (por ejemplo, 3.9745 g). Llevar el control del número de cifras significativas en una medición, como la de masa, garantiza que los cálculos correspondientes a los datos reflejen la precisión de la medición.

Lineamientos para el uso de cifras significativas

En el trabajo científico, siempre debemos tener el cuidado de escribir el número adecuado de cifras significativas. En general, es más bien sencillo determinar cuántas cifras significativas tiene un número, si se acatan las reglas siguientes:

1. Todo dígito que no sea cero es significativo. De tal suerte, 845 cm tiene tres cifras significativas, 1.234 kg tiene cuatro, y así sucesivamente.
2. Los ceros entre dígitos distintos de cero son significativos. Así pues, 606 m incluye tres cifras significativas, 40 501 kg posee cinco cifras significativas, etcétera.
3. Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Su propósito es indicar la ubicación del punto decimal. Por ejemplo, 0.08 L tendría una cifra significativa; 0.0000349 g, tres cifras significativas, y así sucesivamente.
4. Si un número es mayor que la unidad, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, 2.0 mg tiene dos cifras significativas; 40.062 mL, cinco, y 3.040 dm, cuatro cifras significativas. En el caso de números menores que la unidad, son significativos sólo los ceros que están al final del número y los que aparecen entre dígitos distintos de cero. Ello significa que 0.090 kg tiene dos cifras significativas; 0.3005 L, cuatro; 0.00420 min, tres, y así sucesivamente.
5. En cuanto a números que no incluyen el punto decimal, los ceros que están a la derecha (es decir, después del último dígito distinto de cero) podrían ser significativos o no. Así, 400 cm tendría una cifra significativa (el dígito 4), dos (40) o tres (400). Es imposible afirmar cuál de esas opciones es la correcta sin más información. Sin embargo, con la notación científica se evita tal ambigüedad. En este caso particular, es posible expresar el número 400 como 4×10^2 para considerar una cifra significativa; 4.0×10^2 para dos cifras, o 4.00×10^2 para tres cifras significativas.

El ejemplo 1.4 muestra la determinación de cifras significativas.

EJEMPLO 1.4

Determine el número de cifras significativas en las mediciones siguientes: *a*) 478 cm, *b*) 6.01 g, *c*) 0.825 m, *d*) 0.043 kg, *e*) 1.310×10^{22} átomos, *f*) 7 000 mL.

Solución *a*) Tres, ya que cada dígito es distinto de cero. *b*) Tres, puesto que los ceros entre los dígitos distintos de cero son significativos. *c*) Tres, en virtud de que los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no cuentan como cifras significativas. *d*) Dos, por la misma razón que en el caso anterior. *e*) Cuatro, ya que el número es mayor que la unidad, de modo que todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. *f*) Éste es un caso ambiguo. El número de cifras significativas puede ser cuatro (7.000×10^3), tres (7.00×10^3), dos (7.0×10^3) o una (7×10^3). Este ejemplo ilustra por qué debe usarse la notación científica para indicar el número correcto de cifras significativas.

(continúa)

Ejercicio de práctica Determine el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes: a) 24 mL, b) 3 001 g, c) 0.0320 m³, d) 6.4×10^4 moléculas, e) 560 kg.

Problemas similares: 1.33 y 1.34.

Un segundo conjunto de reglas especifica cómo manejar las cifras significativas en los cálculos:

1. En la adición y sustracción, la respuesta no puede tener más dígitos a la derecha del punto decimal que los presentes en los números originales. Considere los ejemplos siguientes:

$$\begin{array}{r} 89.332 \\ + 1.1 \\ \hline 90.432 \end{array} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ un dígito después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{ se redondea a 90.4} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 2.097 \\ - 0.12 \\ \hline 1.977 \end{array} \quad \begin{array}{l} \longleftarrow \text{ dos dígitos después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{ se redondea a 1.98} \end{array}$$

El procedimiento de redondeo es el siguiente. A fin de redondear un número en cierto punto, simplemente se eliminan los dígitos que siguen a dicho punto si el primero de ellos es menor que cinco. Así pues, 8.724 se redondea a 8.72 si sólo se necesitan dos dígitos después del punto decimal. En caso de que el primer dígito después del punto de redondeo sea igual o mayor que cinco, se agrega uno al dígito precedente. De tal suerte, 8.727 se redondea a 8.73, y 0.425 a 0.43.

2. En la multiplicación y división, el número de cifras significativas en el producto o cociente final se determina con base en el número original que tenga la *menor* cantidad de cifras significativas. Los ejemplos siguientes ilustran la regla:

$$2.8 \times 4.5039 = 12.61092 \quad \longleftarrow \text{ se redondea a 13}$$

$$\frac{6.85}{112.04} = 0.0611388789 \quad \longleftarrow \text{ se redondea a 0.0611}$$

3. Tenga presente que puede considerarse que los *números exactos* obtenidos de definiciones o al contar el número de objetos poseen un número infinito de cifras significativas. Por ejemplo, se define la pulgada exactamente como 2.54 centímetros, es decir,

$$1 \text{ pulg} = 2.54 \text{ cm}$$

Por tanto, “2.54” en la ecuación no debe interpretarse como un número medido con tres cifras significativas. En cálculos que implican la conversión de pulgadas a centímetros, “1” y “2.54” se manejan como si tuvieran un número infinito de cifras significativas. De igual manera, si un objeto tiene una masa de 5.0 g, entonces la masa de nueve de tales objetos sería

$$5.0 \text{ g} \times 9 = 45 \text{ g}$$

La respuesta tiene dos cifras significativas debido a que 5.0 g tiene dos cifras significativas. El número 9 es exacto y no determina el número de cifras significativas.

El ejemplo 1.5 muestra cómo se manejan las cifras significativas en operaciones aritméticas.

EJEMPLO 1.5

Realice las operaciones aritméticas siguientes con el número correcto de cifras significativas: a) $11\,254.1 \text{ g} + 0.1983 \text{ g}$, b) $66.59 \text{ L} - 3.113 \text{ L}$, c) $8.16 \text{ m} \times 5.1355$, d) $0.0154 \text{ kg} \div 88.3 \text{ mL}$, e) $2.64 \times 10^3 \text{ cm} + 3.27 \times 10^2 \text{ cm}$.

(continúa)

Solución En la suma y resta, la cantidad de decimales en la respuesta depende del número que tenga la menor cantidad de decimales. En la multiplicación y división, la cantidad de cifras significativas de la respuesta se determina según el número que tenga menos cifras significativas.

$$a) \begin{array}{r} 11\,254.1\text{ g} \\ + \quad 0.1983\text{ g} \\ \hline 11\,254.2983\text{ g} \end{array} \longleftarrow \text{ se redondea a } 11\,254.3\text{ g}$$

$$b) \begin{array}{r} 66.59\text{ L} \\ - \quad 3.113\text{ L} \\ \hline 63.477\text{ L} \end{array} \longleftarrow \text{ se redondea a } 63.48\text{ L}$$

$$c) 8.16\text{ m} \times 5.1355 = 41.90568 \longleftarrow \text{ se redondea a } 41.9\text{ m}$$

$$d) \frac{0.0154\text{ kg}}{88.3\text{ mL}} = 0.000174405436\text{ kg/mL} \longleftarrow \text{ se redondea a } 0.000174\text{ kg/mL} \\ \text{o } 1.74 \times 10^{-4}\text{ kg/mL}$$

e) Primero cambiamos $3.27 \times 10^2\text{ cm}$ a $0.327 \times 10^3\text{ cm}$ y luego realizamos la suma ($2.64\text{ cm} + 0.327\text{ cm}) \times 10^3$. Después procedemos como en a) y la respuesta es $2.97 \times 10^3\text{ cm}$.

Problemas similares: 1.35 y 1.36.

Ejercicio de práctica Realice las operaciones aritméticas siguientes y redondee las respuestas al número apropiado de cifras significativas: a) $26.5862\text{ L} + 0.17\text{ L}$, b) $9.1\text{ g} - 4.682\text{ g}$, c) $7.1 \times 10^4\text{ dm} \times 2.2654 \times 10^2\text{ dm}$, d) $6.54\text{ g} \div 86.5542\text{ mL}$, e) $(7.55 \times 10^4\text{ m}) - (8.62 \times 10^3\text{ m})$.

El procedimiento de redondeo precedente se aplica a cálculos de un solo paso. En los *cálculos en cadena*, es decir, los que incluyen dos o más pasos, se aplica una versión modificada de ese procedimiento. Considere el cálculo de dos pasos siguiente:

$$\text{Primer paso: } A \times B = C$$

$$\text{Segundo paso: } C \times D = E$$

Suponga que $A = 3.66$, $B = 8.45$ y $D = 2.11$. Según se redondee C a tres o cuatro cifras significativas, se obtiene un valor distinto para E :

Método 1	Método 2
$3.66 \times 8.45 = 30.9$	$3.66 \times 8.45 = 30.93$
$30.9 \times 2.11 = 65.2$	$30.93 \times 2.11 = 65.3$

No obstante, si realizáramos el cálculo de $3.66 \times 8.45 \times 2.11$ en una calculadora sin redondeo del resultado intermedio, obtendríamos 65.3 como respuesta de E . Mantener un dígito adicional de cifras significativas en los pasos intermedios ayuda a eliminar errores por el redondeo; este procedimiento no es necesario para la mayoría de los cálculos debido a que, en general, la diferencia en los resultados es muy pequeña. Así, en algunos problemas del final del capítulo en los que se muestran las respuestas intermedias, todas las respuestas, intermedias y finales, las redondeamos.

Exactitud y precisión

En el análisis de las mediciones y cifras significativas, es útil la diferenciación entre *exactitud* y *precisión*. La **exactitud** indica *cuán cerca está una medición del valor verdadero de la cantidad medida*. Los científicos distinguen entre exactitud y precisión. La **precisión** se refiere a

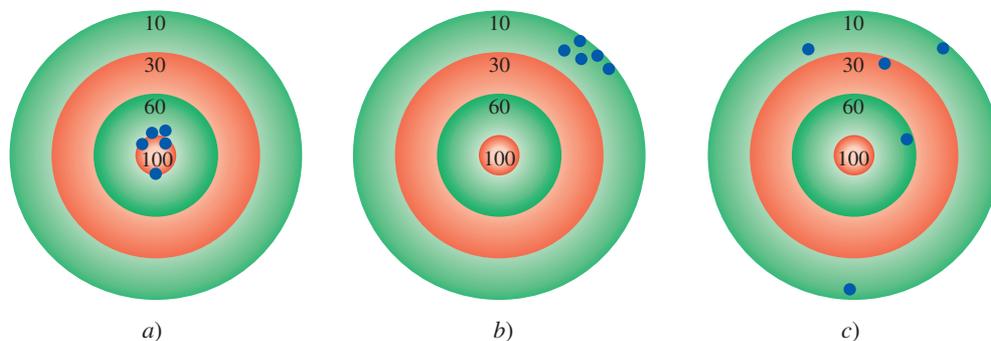


Figura 1.13 La distribución de los dardos en el tablero muestra la diferencia entre precisión y exactitud. a) Buena exactitud y buena precisión. b) Poca exactitud y buena precisión. c) Poca exactitud y poca precisión. Los puntos negros indican la posición de los dardos.

cuán estrechamente concuerdan entre sí dos o más mediciones de la misma cantidad (figura 1.13).

La diferencia entre exactitud y precisión es sutil a la vez que importante. Por ejemplo, suponga que se pide a tres estudiantes determinar la masa de una pieza de alambre de cobre. Los resultados de dos pesadas sucesivas por cada estudiante son:

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
	1.964 g	1.972 g	2.000 g
	1.978 g	1.968 g	2.002 g
Valor promedio	1.971 g	1.970 g	2.001 g

La masa verdadera del alambre es 2.000 g. Por ende, los resultados del estudiante B son más *precisos* que los del estudiante A (1.972 g y 1.968 g se desvían menos de 1.970 que 1.964 y 1.978 g de 1.971 g); pero ninguno de los conjuntos de resultados es muy *exacto*. Los resultados del estudiante C no sólo son los más *precisos*, sino también los más *exactos*, ya que el valor promedio es más cercano al valor verdadero. Las mediciones muy exactas también suelen ser muy precisas. Por otra parte, las mediciones muy precisas no garantizan necesariamente resultados exactos. A manera de ejemplo, una cinta métrica calibrada inadecuadamente o una balanza defectuosa pueden brindar valores precisos pero erróneos.

1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas

Las mediciones cuidadosas y el uso correcto de las cifras significativas, junto con los cálculos igualmente correctos, proporcionan resultados numéricos exactos. Sin embargo, para que las respuestas tengan sentido también deben expresarse en las unidades requeridas. El procedimiento que se usa para la conversión entre unidades se llama *análisis dimensional* (también conocido como *método del factor unitario*). El análisis dimensional es una técnica sencilla que requiere poca memorización, se basa en la relación entre unidades distintas que expresan una misma cantidad física. Por ejemplo, por definición, 1 pulgada = 2.54 cm (exactamente). Esta equivalencia permite escribir el siguiente factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ pulgada}}{2.54 \text{ cm}}$$

Puesto que tanto el numerador como el denominador señalan la misma longitud, esta fracción es igual a 1. El factor de conversión también se puede escribir como

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulgada}}$$



El análisis dimensional también podría haber llevado a Einstein a su famosa ecuación de la masa y la energía ($E = mc^2$)

que es también igual a 1. Los factores de conversión son útiles para cambiar unidades. Así, si deseamos convertir una longitud expresada en pulgadas a centímetros, multiplicamos la longitud por el factor de conversión apropiado.

$$12.00 \cancel{\text{ pulg}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{ pulg}}} = 30.48 \text{ pulg}$$

Escogemos el factor de conversión que cancela las unidades de pulgadas y produce la unidad deseada, centímetros. Observe que el resultado está expresado en cuatro cifras significativas porque 2.54 es un número exacto.

A continuación, consideremos la conversión de 57.8 m en centímetros. Este problema puede expresarse como:

$$? \text{ cm} = 57.8 \text{ m}$$

Por definición,

$$1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

Puesto que nos interesa convertir “m” en “cm”, elegimos el factor de conversión que tiene los metros en el denominador:

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}}$$

y escribimos la conversión como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57.8 \cancel{\text{ m}} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \cancel{\text{ m}}} \\ &= 5\,780 \text{ cm} \\ &= 5.78 \times 10^3 \text{ cm} \end{aligned}$$

Observe que la notación científica se usa para indicar que la respuesta tiene tres cifras significativas. Una vez más, el factor de conversión $1 \text{ cm}/1 \times 10^{-2} \text{ m}$ contiene números exactos, por lo que no afecta a la cantidad de cifras significativas.

En general, al aplicar el análisis dimensional usamos la relación:

$$\text{cantidad dada} \times \text{factor de conversión} = \text{cantidad buscada}$$

y las unidades se cancelan como sigue:

$$\cancel{\text{unidad dada}} \times \frac{\text{unidad buscada}}{\cancel{\text{unidad dada}}} = \text{unidad buscada}$$

Recuerde que la unidad buscada aparece en el numerador y la unidad que deseamos cancelar aparece en el denominador.

En el análisis dimensional, las unidades se mantienen en toda la secuencia de cálculos. Por tanto, se cancelan todas las unidades, salvo la buscada, si establecemos correctamente la ecuación. De no ser así, se ha cometido un error en alguna parte y por lo regular es posible identificarlo al revisar la solución.

Nota sobre la resolución de problemas

A estas alturas se han descrito la notación científica, cifras significativas y el análisis dimensional, que son útiles para usted en la resolución de problemas numéricos. La química es una ciencia experimental y muchos de los problemas son cuantitativos. La clave para el éxito en la resolución de problemas es la práctica. De igual modo que un corredor de la maratón no puede prepararse para una carrera con la simple lectura de libros sobre cómo correr y un pianista no puede dar un buen concierto con sólo memorizar la partitura, el lector no podrá tener la certeza

de que entiende la química sin resolver problemas. Los pasos siguientes le ayudarán a mejorar su habilidad en la resolución de problemas numéricos.

1. Lea cuidadosamente la pregunta. Debe entender la información dada y la incógnita que debe despejar. Con frecuencia es útil elaborar un bosquejo que le ayude a visualizar la situación.
2. Encuentre la ecuación apropiada que relacione la información dada con la incógnita. En ocasiones, resolver un problema requiere dos o más pasos y podría ser necesario buscar cantidades en tablas no proporcionadas como parte del problema. El análisis dimensional suele necesitarse para las conversiones.
3. Verifique en la respuesta que sean correctos el signo, las unidades y las cifras significativas.
4. Una parte muy importante de la resolución de problemas es la capacidad de juzgar si la respuesta es razonable o no. Identificar un signo o unidad incorrectos es relativamente sencillo. Sin embargo, cuando un número (por ejemplo, 9) se coloca de manera incorrecta en el denominador en lugar del numerador, el valor de la respuesta sería demasiado pequeño incluso si el signo y las unidades de la cantidad calculada fueran correctas.
5. Una forma rápida de verificar la respuesta es una estimación *grosso modo*. En este caso, la idea es redondear los números del cálculo de manera que se simplifiquen los procedimientos aritméticos. Este enfoque a veces se denomina “cálculo rápido”, ya que se realiza fácilmente sin calculadora. Aunque la respuesta obtenida no sea exacta, sí será cercana a la correcta.

EJEMPLO 1.6

El consumo diario de glucosa (una forma de azúcar) de una persona es de 0.0833 libras (lb). ¿Cuál es el valor de esta masa en miligramos (mg)? (1 lb = 453.6 g.)

Estrategia El problema puede expresarse como sigue:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb}$$

La relación de las libras con los gramos está indicada en el problema. Ello permite la conversión de libras a gramos. Luego, es necesaria la conversión métrica de gramos a miligramos ($1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-3} \text{ g}$). Hay que incluir los factores de conversión apropiados, de modo que se cancelen las libras y los gramos, al mismo tiempo que en la respuesta se obtienen miligramos.

Solución La secuencia de conversiones es:

$$\text{libras} \longrightarrow \text{gramos} \longrightarrow \text{miligramos}$$

Al usar los factores de conversión siguientes:

$$\frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \text{ y } \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

se obtiene la respuesta en un paso:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \cancel{\text{ lb}} \times \frac{453.6 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ lb}}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \cancel{\text{ g}}} = 3.78 \times 10^4 \text{ mg}$$

Verificación A manera de aproximación, advertimos que 1 lb equivale a casi 500 g y que $1 \text{ g} = 1\,000 \text{ mg}$. Así pues, 1 lb es casi $5 \times 10^5 \text{ mg}$. Con el redondeo de 0.0833 lb a 0.1 lb, obtenemos $5 \times 10^4 \text{ mg}$, cantidad cercana a la de la respuesta anterior.

Ejercicio de práctica Un rollo de aluminio en lámina tiene una masa de 1.07 kg. ¿Cuál es su masa en libras?

Los factores de conversión de algunas unidades del sistema inglés usadas comúnmente en Estados Unidos para mediciones no científicas (por ejemplo, libras y pulgadas) se indican en la parte interior de la cubierta de este texto.

Problema similar: 1.45.

Como se ilustra en los ejemplos 1.7 y 1.8, los factores de conversión pueden elevarse al cuadrado o al cubo en el análisis dimensional

EJEMPLO 1.7

Un adulto tiene en promedio 5.2 L de sangre. ¿Cuál es su volumen de sangre expresado en m^3 ?

Estrategia El problema puede expresarse como:

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \text{ L}$$

¿Cuántos factores de conversión se necesitan en este problema? Recuerde que

$$1 \text{ L} = 1\,000 \text{ cm}^3 \text{ y } 1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}.$$

Solución Aquí necesitamos dos factores de conversión: uno para convertir litros en cm^3 y otro para transformar centímetros en metros:

$$\frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \text{ y } \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}$$

Puesto que el segundo factor de conversión se relaciona con la longitud (cm y m) y lo que interesa es el volumen, resulta necesario elevar al cubo para obtener:

$$\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} = \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \right)^3$$

Ello significa que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Ahora, podemos escribir:

$$? \text{ m}^3 = 5.2 \cancel{\text{ L}} \times \frac{1\,000 \cancel{\text{ cm}^3}}{1 \cancel{\text{ L}}} \times \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \right)^3 = 5.2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Verificación Con base en los factores de conversión precedentes, es posible demostrar que $1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$. Así pues, 5 L de sangre equivaldrían a $5 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, valor cercano a la respuesta.

Ejercicio de práctica El volumen de una habitación es $1.08 \times 10^8 \text{ dm}^3$. ¿Cuál es su volumen en m^3 ?

Recuerde que cuando eleva una unidad a una potencia, también deberá elevar a la misma potencia cualquier factor de conversión que utilice.

Problema similar: 1.50d).

EJEMPLO 1.8

El nitrógeno líquido se obtiene del aire licuado y se utiliza para preparar alimentos congelados y en la investigación a bajas temperaturas. La densidad del líquido a su punto de ebullición (-196°C o 77 K) es 0.808 g/cm^3 . Convierta la densidad a unidades de kg/m^3 .

Estrategia El problema se puede expresar como

$$? \text{ kg/m}^3 = 0.808 \text{ g/cm}^3$$

En este problema requerimos dos conversiones separadas: $\text{g} \longrightarrow \text{kg}$ y $\text{cm}^3 \longrightarrow \text{m}^3$. Recuerde que $1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$ y $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Solución En el ejemplo 1.7 se vio que $1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$. Los factores de conversión son:

$$\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} \text{ y } \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3}$$

Por último:

$$? \text{ kg/m}^3 = \frac{0.808 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ cm}^3}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \cancel{\text{ g}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ cm}^3}}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 808 \text{ kg/m}^3$$

(continúa)



Nitrógeno líquido.

Verificación Ya que $1 \text{ m}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$, cabría esperar que en 1 m^3 haya mucho más masa que en 1 cm^3 . Así pues, la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica La densidad del metal más ligero, el litio (Li), es de $5.34 \times 10^2 \text{ kg/m}^3$. Conviértala a g/cm^3 .

Problema similar: 1.51

Ecuaciones básicas

$$d = \frac{m}{V} \quad (1.1) \quad \text{Ecuación de densidad}$$

$$?^\circ\text{C} = (^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}} \quad (1.2) \quad \text{Conversión de } ^\circ\text{F a } ^\circ\text{C}$$

$$?^\circ\text{F} = \frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} \times (^\circ\text{C}) + 32^\circ\text{F} \quad (1.3) \quad \text{Conversión de } ^\circ\text{C a } ^\circ\text{F}$$

$$?^\circ\text{K} = (^\circ\text{C} + 273.15^\circ\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^\circ\text{C}} \quad (1.4) \quad \text{Conversión de } ^\circ\text{C a K}$$

Resumen de conceptos

1. El estudio de la química abarca tres etapas básicas: observación, representación e interpretación. La observación consiste en mediciones realizadas en el mundo macroscópico; la representación comprende el uso de símbolos de notación abreviada y ecuaciones para fines de comunicación, y la interpretación se basa en átomos y moléculas, que son parte del mundo microscópico.
2. El método científico es un enfoque sistemático de investigación que se inicia al recopilar información mediante observaciones y mediciones. En el proceso, se elaboran y ponen a prueba hipótesis, leyes y teorías.
3. Los químicos estudian la materia y los cambios que experimenta. Las sustancias que componen la materia tienen propiedades físicas únicas, que pueden observarse sin modificar su identidad, además de propiedades químicas cuya demostración sí cambia la identidad de las sustancias. Las mezclas, sean homogéneas o heterogéneas, se pueden separar en sus componentes puros por medios físicos.
4. Las sustancias más simples en química son los elementos. Los compuestos se forman por la combinación química de átomos de distintos elementos en proporciones fijas.
5. Todas las sustancias, en principio, pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. La conversión entre dichos estados puede lograrse al modificar la temperatura.
6. Las unidades del Sistema Internacional (SI) se usan para expresar cantidades físicas en todas las ciencias, incluida la química.
7. Los números expresados en notación científica tienen la forma $N \times 10^n$, donde N es un número entre 1 y 10, y n , un entero positivo o negativo. La notación científica ayuda a manejar cantidades muy grandes o muy pequeñas.

Términos básicos

Cifras significativas, p. 23
 Compuesto, p. 12
 Cualitativo, p. 8
 Cuantitativo, p. 8
 Densidad, p. 15
 Elemento, p. 11
 Exactitud, p. 26
 Hipótesis, p. 8
 Kelvin, p. 19

Ley, p. 9
 Litro, p. 18
 Masa, p. 15
 Materia, p. 10
 Método científico, p. 8
 Mezcla, p. 11
 Mezcla heterogénea, p. 11
 Mezcla homogénea, p. 11
 Peso, p. 17

Precisión, p. 26
 Propiedad extensiva, p. 15
 Propiedad intensiva, p. 15
 Propiedad física, p. 14
 Propiedad macroscópica, p. 16
 Propiedad microscópica, p. 16

Propiedad química, p. 15
 Química, p. 4
 Sistema Internacional de Unidades (SI), p. 16
 Sustancia, p. 11
 Teoría, p. 9
 Volumen, p. 15

Preguntas y problemas

El método científico

Preguntas de repaso

- 1.1 Explique qué significa el término método científico.
- 1.2 ¿Cuál es la diferencia entre datos cualitativos y cuantitativos?

Problemas

- 1.3 Clasifique las siguientes afirmaciones como cualitativas o cuantitativas e indique sus razones: *a)* El Sol está a unos 93 000 000 de millas de la Tierra. *b)* Leonardo da Vinci fue mejor pintor que Miguel Ángel. *c)* El hielo es menos denso que el agua. *d)* La mantequilla tiene mejor sabor que la margarina. *e)* Un remedio a tiempo ahorra trabajo innecesario.
- 1.4 Clasifique cada una de las afirmaciones siguientes como hipótesis, ley o teoría: *a)* La contribución de Beethoven a la música habría sido mayor si se hubiera casado. *b)* Las hojas caen en otoño por la fuerza de atracción entre ellas y la Tierra. *c)* Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas, llamadas átomos.

Clasificación y propiedades de la materia

Preguntas de repaso

- 1.5 Indique un ejemplo de cada uno de los términos siguientes: *a)* materia; *b)* sustancia, *c)* mezcla.
- 1.6 Señale un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.
- 1.7 Use ejemplos para explicar la diferencia entre propiedades físicas y químicas.
- 1.8 ¿En qué difiere una propiedad extensiva de una intensiva? Indique cuáles de las propiedades siguientes son intensivas y cuáles extensivas: *a)* longitud; *b)* volumen; *c)* temperatura, *d)* masa.
- 1.9 Señale ejemplos de un elemento y de un compuesto. ¿En qué se distinguen los elementos de los compuestos?
- 1.10 ¿Cuál es el número de elementos conocidos?

Problemas

- 1.11 Indique si cada una de las afirmaciones siguientes describe una propiedad física o una química: *a)* El oxígeno gaseoso permite la combustión. *b)* Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola. *c)* El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña. *d)* El plomo es más denso que el aluminio. *e)* El uranio es un elemento radiactivo.
- 1.12 Señale si cada una de las afirmaciones siguientes describe un cambio físico o un cambio químico: *a)* El helio gaseoso contenido en el interior de un globo tiende a escapar después de unas cuantas horas. *b)* Un rayo de luz tiende a atenuarse y finalmente desaparecer. *c)* El jugo de naranja

congelado se reconstituye al añadirle agua. *d)* El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis. *e)* Una cucharada de sal de mesa se disuelve en un plato de sopa.

- 1.13 Indique los nombres de los elementos representados con los símbolos químicos Li, F, P, Cu, As, Zn, Cl, Pt, Mg, U, Al, Si, Ne. (Vea la tabla 1.1 y la segunda de forros de este texto.)
- 1.14 Señale los símbolos químicos de los elementos siguientes: *a)* potasio; *b)* estaño; *c)* cromo; *d)* boro; *e)* bario; *f)* plutonio; *g)* azufre; *h)* argón, *i)* mercurio. (Vea la tabla 1.1)
- 1.15 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como elemento o compuesto: *a)* hidrógeno; *b)* agua; *c)* oro, *d)* azúcar.
- 1.16 Clasifique cada uno de los siguientes como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea: *a)* agua salada; *b)* helio gaseoso; *c)* cloruro de sodio (sal de mesa); *d)* una botella de refresco; *e)* una malteada; *f)* aire en una botella, *g)* concreto.

Mediciones

Preguntas de repaso

- 1.17 Nombre las unidades básicas del SI importantes en química. Señale las unidades del SI para expresar lo siguiente: *a)* longitud; *b)* volumen; *c)* masa; *d)* tiempo; *e)* energía, *f)* temperatura.
- 1.18 Escriba los números que se representan con los prefijos siguientes: *a)* mega-; *b)* kilo-; *c)* deci-; *d)* centi-; *e)* mili-; *f)* micro-; *g)* nano-, *h)* pico-.
- 1.19 ¿Cuáles unidades emplean normalmente los químicos para la densidad de líquidos y sólidos, así como para la de los gases? Explique las diferencias.
- 1.20 Describa las tres escalas de temperatura usadas en laboratorio y en la vida cotidiana: Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

Problemas

- 1.21 El bromo es un líquido pardo rojizo. Calcule su densidad en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.
- 1.22 La densidad del etanol, líquido incoloro comúnmente llamado alcohol de grano, es de 0.798 g/mL. Calcule la masa de 17.4 mL de este líquido.
- 1.23 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius o Fahrenheit: *a)* 95°F, la temperatura de un caluroso día veraniego; *b)* 12°F, la temperatura de un frío día invernal; *c)* fiebre de 102°F; *d)* un horno que funciona a 1 852°F, y *e)* -273.15°C (en teoría, la temperatura más baja posible).
- 1.24 *a)* Normalmente, el cuerpo humano soporta temperaturas de 105°F sólo durante breves periodos sin que ocurra daño permanente en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius? *b)* El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se usa como anticongelante en radiadores de automóviles. Se congela a -11.5°C.

Calcule su temperatura de congelación en grados Fahrenheit. *c)* La temperatura en la superficie solar es de unos $6\,300^{\circ}\text{C}$. ¿Cuál es esa temperatura en grados Fahrenheit? *d)* La temperatura de ignición del papel es de 451°F . ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius?

- 1.25 Convierta las temperaturas siguientes a kelvin: *a)* 113°C , el punto de fusión del azufre; *b)* 37°C , la temperatura normal del cuerpo humano, *c)* 357°C , el punto de ebullición del mercurio.

- 1.26 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius: *a)* 77 K , el punto de ebullición del nitrógeno líquido; *b)* 4.2 K , el punto de ebullición del helio líquido; *c)* 601 K , el punto de fusión del plomo.

Manejo de los números

Preguntas de repaso

- 1.27 ¿Cuál es la ventaja del uso de la notación científica sobre la notación decimal?
- 1.28 Defina el concepto de cifra significativa. Analice la importancia de usar el número correcto de cifras significativas en las mediciones y cálculos.

Problemas

- 1.29 Expresé los números siguientes en notación científica: *a)* 0.000000027; *b)* 356; *c)* 47 764, *d)* 0.096.

- 1.30 Expresé los números siguientes en forma decimal: *a)* 1.52×10^{-2} , *b)* 7.78×10^{-8} .

- 1.31 Expresé las respuestas a los cálculos siguientes en notación científica:

- a)* $145.75 + (2.3 \times 10^{-1})$
b) $79\,500 \div (2.5 \times 10^2)$
c) $(7.0 \times 10^{-3}) - (8.0 \times 10^{-4})$
d) $(1.0 \times 10^4) \times (9.9 \times 10^6)$

- 1.32 Expresé la respuesta a los cálculos siguientes en notación científica:

- a)* $0.0095 + (8.5 \times 10^{-3})$
b) $653 \div (5.75 \times 10^{-8})$
c) $850\,000 - (90 \times 10^5)$
d) $(3.6 \times 10^{-4}) - (3.6 \times 10^{-6})$

- 1.33 ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes?

- a)* 4 867 mi
b) 56 mL
c) 60 104 ton
d) 2 900 g
e) 40.2 g/cm^3
f) 0.0000003 cm
g) 0.7 min
h) 4.6×10^{19} átomos

- 1.34 ¿Cuántas cifras significativas incluye cada uno de los siguientes: *a)* 0.006 L, *b)* 0.0605 dm, *c)* 60.5 mg, *d)* 605.5 cm^2 , *e)* $960 \times 10^{-3}\text{ g}$, *f)* 6 kg, *g)* 60 m.

- 1.35 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número apropiado de cifras significativas:

- a)* $5.6792\text{ m} + 0.6\text{ m} + 4.33\text{ m}$
b) $3.70\text{ g} - 2.9133\text{ g}$
c) $4.51\text{ cm} \times 3.6666\text{ cm}$
d) $(3 \times 10^4\text{ g} + 6.827\text{ g}) / (0.043\text{ cm}^3 - 0.021\text{ cm}^3)$

- 1.36 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales y exprese cada respuesta con las unidades apropiadas y el número correcto de cifras significativas:

- a)* $7.310\text{ km} \div 5.70\text{ km}$
b) $(3.26 \times 10^{-3}\text{ mg}) - (7.88 \times 10^{-5}\text{ mg})$
c) $(4.02 \times 10^6\text{ dm}) + (7.74 \times 10^7\text{ dm})$
d) $(7.28\text{ m} - 0.34\text{ m}) / (1.15\text{ s} + 0.82\text{ s})$

- 1.37 Se les ha pedido a tres estudiantes (A, B y C) que determinen el volumen de una muestra de etanol. Cada estudiante mide el volumen tres veces con una probeta graduada. Los resultados en mililitros son: A (87.1, 88.2, 87.6); B (86.9, 87.1, 87.2); C (87.6, 87.8, 87.9). El volumen verdadero es 87.0 mL. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada estudiante.

- 1.38 Se encomendó a tres aprendices de sastrería (X, Y y Z) medir la costura de un par de pantalones. Cada uno hizo tres mediciones. Los resultados en pulgadas fueron: X (31.5, 31.6, 31.4); Y (32.8, 32.3, 32.7); Z (31.9, 32.2, 32.1). La longitud real es de 32.0 pulgadas. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada sastrería.

Análisis dimensional

Problemas

- 1.39 Realice las conversiones siguientes: *a)* 22.6 m a decímetros; *b)* 25.4 mg a kilogramos; *c)* 556 mL a litros, *d)* 10.6 kg/m^3 a g/cm^3 .

- 1.40 Efectúe las conversiones que siguen: *a)* 242 lb a miligramos; *b)* 68.3 cm^3 a metros cúbicos; *c)* 7.2 m^3 a litros, *d)* 28.3 μg a libras.

- 1.41 La rapidez promedio del helio a 25°C es 1 255 m/s. Convierta esta rapidez a millas por hora (mph).

- 1.42 ¿Cuántos segundos tiene un año solar (365.24 días)?

- 1.43 ¿Cuántos minutos tarda en llegar la luz del Sol a la Tierra? (La longitud del Sol a la Tierra es de 93 000 000 millas; la longitud de la luz es de $3.00 \times 10^8\text{ m/s}$).

- 1.44 Un trotador lento recorre 1 milla en 13 min. Calcule la rapidez en: *a)* pulg/s; *b)* m/min, y *c)* km/h. (1 mi = 1 609 m; 1 pulg = 2.54 cm.)

- 1.45 Una persona de 6.0 pies de altura pesa 168 lb. Expresé su estatura en metros y su peso en kilogramos. (1 lb = 453.6 g; 1 m = 3.28 pies.)

- 1.46 La rapidez límite actual para vehículos en algunos estados de Estados Unidos es de 55 millas por hora. ¿Cuál es el límite de rapidez en kilómetros por hora? (1 mi = 1 609 m.)

- 1.47 A fin de que un avión caza despegue de un portaaviones, debe alcanzar una rapidez de 62 m/s. Calcule esa rapidez en millas por hora (mph).
- 1.48** El contenido “normal” de plomo de la sangre humana es de unas 0.40 partes por millón (es decir, 0.40 g de plomo por millón de gramos de sangre). Se considera peligroso que alcance un valor de 0.80 partes por millón (ppm). ¿Cuántos gramos de plomo contienen 6.0×10^3 g de sangre (la cantidad promedio en un adulto) si el contenido de plomo es de 0.62 ppm?
- 1.49 Efectúe las conversiones siguientes: *a)* 1.42 años luz a millas (un año luz es una medición astronómica de longitud, a saber, la que recorre la luz en un año, o 365 días; la rapidez de la luz es de 3.00×10^8 m/s); *b)* 32.4 yd a centímetros, *c)* 3.0×10^{10} cm/s a pies/s.
- 1.50** Realice las conversiones siguientes: *a)* 185 nm a metros, *b)* 4 500 000 000 de años (aproximadamente, la edad de la Tierra) a segundos (suponga que hay 365 días en un año); *c)* 71.2 cm³ a m³, *d)* 88.6 m³ a litros.
- 1.51 El aluminio es un metal ligero (densidad = 2.70 g/cm³) usado en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje, latas para bebidas y laminados. ¿Cuál es su densidad en kg/m³?
- 1.52** La densidad del amoniaco gaseoso bajo ciertas condiciones es 0.625 g/L. Calcule su densidad en g/cm³.

Problemas adicionales

- 1.53 Proporcione una afirmación cuantitativa y otra cualitativa acerca de cada una de las siguientes sustancias: *a)* agua; *b)* carbono; *c)* hierro; *d)* hidrógeno gaseoso; *e)* sacarosa (azúcar de caña); *f)* sal de mesa (cloruro de sodio); *g)* mercurio; *h)* oro, *i)* aire.
- 1.54** Indique cuáles de las afirmaciones siguientes describen propiedades físicas y cuáles propiedades químicas: *a)* el hierro tiende a oxidarse; *b)* el agua pluvial de regiones industrializadas tiende a ser ácida; *c)* las moléculas de hemoglobina son de color rojo; *d)* cuando se deja un vaso con agua al sol, el agua desaparece gradualmente, *e)* durante la fotosíntesis las plantas convierten el dióxido de carbono de la atmósfera en moléculas más complejas.
- 1.55 En 2008 se produjeron en Estados Unidos casi 95 mil millones de lb de ácido sulfúrico. Convierta dicha cantidad a toneladas.
- 1.56** En la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante realiza las mediciones siguientes: 8.53 cm de longitud, 2.4 cm de anchura, 1.0 cm de altura y 52.7064 g de masa. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.
- 1.57 Calcule la masa de lo siguiente: *a)* una esfera de oro con radio de 10.0 cm [el volumen de una esfera con radio r es $V = (4/3)\pi r^3$; la densidad del oro es de 19.3 g/cm³]; *b)* un cubo de platino con longitud de sus lados de 0.040 mm (la densidad del platino es de 21.4 g/cm³), *c)* 50.0 mL de etanol (densidad del etanol = 0.798 g/mL).
- 1.58** Un tubo cilíndrico de vidrio de 12.7 cm de longitud se llena con mercurio. La masa del mercurio necesario para llenarlo es de 105.5 g. Calcule el diámetro interno del tubo. (Densidad del mercurio = 13.6 g/mL).
- 1.59 El procedimiento siguiente se usa para determinar el volumen de un matraz. Se pesa el matraz seco y luego se pesa lleno de agua. Si las masas del matraz vacío y el matraz lleno son 56.12 g y 87.39 g, respectivamente, y la densidad del agua es de 0.9976 g/cm³, calcule el volumen del matraz en cm³.
- 1.60** La rapidez del sonido en el aire a la temperatura ambiente es de unos 343 m/s. Calcule esta rapidez en millas por hora. (1 mi = 1 609 m.)
- 1.61 Una pieza de plata metálica (Ag) con un peso de 194.3 g se coloca en una probeta graduada que contiene 242.0 mL de agua. Ahora, el volumen del agua es de 260.5 mL. A partir de estos datos, calcule la densidad de la plata.
- 1.62** El experimento descrito en el problema 1.61 es una forma poco exacta a la vez que conveniente para calcular la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que le permita medir la densidad del hielo. De manera específica, ¿cuáles serían los requerimientos del líquido usado en el experimento?
- 1.63 Una esfera de plomo tiene una masa de 1.20×10^4 g y su volumen es de 1.05×10^3 cm³. Calcule la densidad del plomo.
- 1.64** El litio es el metal menos denso que se conoce (densidad: 0.53 g/cm³). ¿Cuál es el volumen que ocupan 1.20×10^3 g de litio?
- 1.65 Los termómetros clínicos de uso común en los hogares de Estados Unidos permiten mediciones con exactitud de $\pm 0.1^\circ\text{F}$, y el que usan los médicos, la exactitud es de $\pm 0.1^\circ\text{C}$. En grados Celsius, exprese el porcentaje de error esperado de cada uno de estos termómetros en la medición de la temperatura corporal de una persona que tiene 38.9°C .
- 1.66** La vainillina (usada para dar sabor al helado de vainilla y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma es detectable por la nariz humana en cantidades muy pequeñas. El límite de umbral es de 2.0×10^{-11} g por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainillina es de 112 dólares, determine el costo para que el aroma de vainillina sea detectable en un hangar para aviones, con volumen de 5.0×10^7 pies³.
- 1.67 ¿Cuál es la temperatura en la que el valor numérico en un termómetro de grados Celsius es igual al de un termómetro de grados Fahrenheit?
- 1.68** Suponga que se crea una nueva escala de temperatura, en la que el punto de fusión del etanol (-117.3°C) y su punto de ebullición (78.3°C) se toman como 0°S y 100°S , respectivamente, donde S es el símbolo de la nueva escala de temperatura. Derive una ecuación que relacione un valor de esta escala con un valor de la escala Celsius. ¿Qué lectura daría este termómetro a 25°C ?
- 1.69 Un adulto en reposo precisa casi 240 mL de oxígeno puro/min y tiene una frecuencia respiratoria de 12 veces por minuto. Si el aire inhalado contiene 20% de oxígeno en volumen, y el exhalado 16%, ¿cuál es el volumen de aire

por respiración? (Suponga que el volumen de aire inhalado es igual al del aire exhalado.)

- 1.70** a) En referencia al problema 1.69, calcule el volumen total (en litros) del aire que respira cada día un adulto. b) En una ciudad con tránsito vehicular intenso, el aire contiene 2.1×10^{-6} L de monóxido de carbono (un gas venenoso) por litro. Calcule la inhalación diaria promedio de monóxido de carbono en litros por persona.
- 1.71 El volumen total de agua en el mar es de 1.5×10^{21} L. Suponga que el agua salada contiene 3.1% de cloruro de sodio en masa y que su densidad es de 1.03 g/mL. Calcule la masa total de cloruro de sodio en kilogramos y toneladas. (1 tonelada = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)
- 1.72** El magnesio (Mg) es un metal valioso que se usa en aleaciones, en acumuladores y en la fabricación de reactivos químicos. Se obtiene principalmente del agua de mar, que contiene casi 1.3 g de magnesio por kilogramo de agua. En referencia al problema 1.71, calcule el volumen total de agua de mar (en litros) necesario para extraer 8.0×10^4 toneladas de Mg, cantidad que es aproximadamente su producción anual en Estados Unidos.
- 1.73 Una estudiante recibe un crisol y se le pide que demuestre que está hecho de platino puro. En primer término, pesa el crisol en aire y luego suspendido en agua (densidad = 0.9986 g/mL). Los valores son 860.2 y 820.2 g, respectivamente. Con base en estas mediciones y dada la densidad del platino, de 21.45 g/cm^3 , ¿cuáles serían sus conclusiones? (*Sugerencia:* Un objeto suspendido en un líquido se mantiene a flote por la masa del líquido que desplaza el objeto mismo. Haga caso omiso de la presión de flotación del aire.)
- 1.74** El área superficial y la profundidad promedio del Océano Pacífico es de $1.8 \times 10^8 \text{ km}^2$ y $3.9 \times 10^3 \text{ m}$, respectivamente. Calcule el volumen del agua de dicho océano en litros.
- 1.75 La unidad “onza troy” es de uso frecuente en relación con metales preciosos, como el oro (Au) y el platino (Pt). (1 onza troy = 31.103 g.) a) Una moneda de oro pesa 2.41 onzas troy. Calcule su masa en gramos. b) Indique si 1 onza troy es más ligera o más pesada que 1 onza. (1 lb = 16 oz; 1 lb = 453.6 g.)
- 1.76** El osmio (Os) es el metal más denso que se conoce (densidad de 22.57 g/cm^3). Calcule la masa en libras y kilogramos de una esfera de Os de 15 cm de diámetro (casi del tamaño de una toronja). Vea el volumen de una esfera en el problema 1.57.
- 1.77 El error porcentual se expresa a menudo como el valor absoluto de la diferencia del valor verdadero menos el valor experimental entre el valor verdadero:

$$\text{error porcentual} = \frac{|\text{valor verdadero} - \text{valor experimental}|}{|\text{valor verdadero}|} \times 100\%$$

Las líneas verticales indican valor absoluto. Calcule el error porcentual de las mediciones siguientes: a) la densidad del alcohol (etanol) resulta ser de 0.802 g/mL (valor verdadero de 0.798 g/mL), b) la masa de oro en un arete es de 0.837 g (valor verdadero de 0.864 g).

- 1.78** La abundancia natural de los elementos en el cuerpo humano, expresada como porcentajes en masa, es de 65% de oxígeno (O), 18% de carbono (C), 10% de hidrógeno (H), 3% de nitrógeno (N), 1.6% de calcio (Ca), 1.2% de fósforo (P) y 1.2% de los demás elementos. Calcule la masa en gramos de cada elemento en una persona de 62 kg de peso.
- 1.79 La marca mundial en la carrera de una milla a la intemperie para varones (en 1999) es de 3 min 43.13 s. A esa rapidez, ¿cuál sería la marca para una carrera de 1 500 m? (1 mi = 1 609 m).
- 1.80** Venus, el segundo planeta más cercano al Sol, tiene una temperatura en su superficie de $7.3 \times 10^2 \text{ K}$. Convierta dicha temperatura a grados Celsius y Fahrenheit.
- 1.81 La calcopirita, el principal mineral de cobre (Cu), contiene 34.63% de Cu en masa. ¿Cuántos gramos de Cu pueden obtenerse a partir de $5.11 \times 10^3 \text{ kg}$ del mineral?
- 1.82** Se calcula que se han extraído 8.0×10^4 toneladas de oro (Au). Suponga que el oro tiene un precio de 948 dólares por onza. ¿Cuál es el valor total de dicha cantidad de oro?
- 1.83 Un volumen de 1.0 mL de agua de mar contiene casi $4.0 \times 10^{-12} \text{ g}$ de oro. El volumen total de agua en los océanos es de $1.5 \times 10^{21} \text{ L}$. Calcule la cantidad total de oro (en gramos) existente en el agua de mar y su valor total en dólares (vea el problema 1.82). Si hay tanto oro en el mar, ¿por qué nadie se ha enriquecido al obtenerlo del océano?
- 1.84** Las mediciones muestran que 1.0 g de hierro (Fe) contiene 1.1×10^{22} átomos de Fe. ¿Cuántos átomos de Fe contienen 4.9 g de Fe, que es la cantidad total promedio de hierro en adultos?
- 1.85 La delgada capa externa de la Tierra, la corteza terrestre, abarca tan sólo 0.50% de la masa total del planeta, pese a lo cual es la fuente de casi todos los elementos (la atmósfera proporciona algunos, como oxígeno, nitrógeno y otros gases). El silicio (Si) es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (27.2% en masa). Calcule la masa en kilogramos de silicio en la corteza terrestre. (La masa de la Tierra es de $5.9 \times 10^{21} \text{ ton}$; 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)
- 1.86** El diámetro de un átomo de cobre (Cu) es de aproximadamente $1.3 \times 10^{-10} \text{ m}$. ¿Cuántas veces puede dividirse de manera uniforme una pieza de alambre de cobre de 10 cm hasta que se reduzca a sólo dos átomos de cobre? (Suponga que se cuenta con herramientas apropiadas para este procedimiento y que los átomos de cobre están alineados en una recta, en contacto entre sí. Redondee su respuesta a un entero.)
- 1.87 Un galón de gasolina en el motor de un automóvil produce en promedio 9.5 kg de dióxido de carbono, que es un gas de invernadero, es decir, que promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre. Calcule la producción anual de dióxido de carbono en kilogramos si existen 40 millones de automóviles en Estados Unidos y cada uno recorre una longitud de 5 000 millas con consumo de 20 millas por galón.

- 1.88** Una lámina de aluminio (Al) tiene un área total de 1.000 pies² y una masa de 3.636 g. ¿Cuál es el espesor de la lámina en milímetros? (Densidad del Al = 2.699 g/cm³.)
- 1.89 Indique si cada una de las siguientes es una mezcla homogénea o heterogénea: *a*) aire en una botella cerrada, *b*) aire de la ciudad de Nueva York.
- 1.90** El cloro se usa para desinfectar las piscinas. Su concentración aceptada para este propósito es de 1 ppm de cloro, o sea, 1 g de cloro por millón de gramos de agua. Calcule el volumen de una solución de cloro (en mililitros) que debe agregar a su piscina el propietario si la solución contiene 6.0% de cloro en masa y la piscina, 2.0×10^4 galones de agua. (1 galón = 3.79 L; densidad de los líquidos = 1.0 g/mL.)
- 1.91 Las reservas mundiales totales de petróleo se calculan en 2.0×10^{22} J (el joule es una unidad de energía en la que 1 J = 1 kg m²/s²). Al ritmo actual de consumo, de 1.8×10^{20} J/año, ¿cuánto tardarán en agotarse las reservas?
- 1.92** Para conservar el agua, los químicos aplican una delgada capa de cierto material inerte sobre la superficie del agua para reducir su rapidez de evaporación en los cuerpos de agua. Hace 300 años Benjamin Franklin fue pionero de esta técnica. Franklin observó que se podrían aplicar 0.10 mL de aceite sobre una superficie de agua de 40 m². En el supuesto de que el aceite forma una *monocapa*, es decir, una capa de apenas una molécula de espesor, calcule la longitud de cada molécula de aceite en nanómetros. (1 nm = 1×10^{-9} m.)
- 1.93 La fluoración es el proceso de añadir compuestos de flúor al agua potable para ayudar a prevenir la caries dental. La concentración de 1 ppm de flúor basta para este propósito. (1 ppm significa una parte por millón, o 1 g de flúor por cada millón de gramos de agua.) El compuesto normalmente usado para la fluoración es el fluoruro de sodio, que también se agrega a ciertas pastas dentales. Calcule la cantidad de fluoruro de sodio en kilogramos necesaria en una ciudad de 50 000 habitantes si el consumo diario de agua por persona es de 150 galones. ¿Cuál porcentaje de fluoruro de sodio se “desperdicia” si cada persona usa diariamente apenas 6.0 L de agua para beber y cocinar? (El fluoruro de sodio contiene 45.0% de flúor en masa, 1 galón = 3.79 L; 1 año = 365 días; densidad del agua = 1.0 g/mL.)
- 1.94** Una compañía gasera de Massachusetts cobra 1.30 dólares por 15.0 pies³ de gas natural. *a*) Convierta esa tarifa a

dólares por litro de gas. *b*) Si se requieren 0.304 pies³ de gas para hervir un litro de agua, partiendo de la temperatura ambiente (25°C), ¿cuánto costaría hervir 2.1 L de agua?

- 1.95 Las feromonas son compuestos que secretan las hembras de muchas especies de insectos para atraer a los machos. Es habitual que basten 1.0×10^{-8} g de una feromona para llegar a todos los machos correspondientes en un radio de 0.50 millas. Calcule la densidad de la feromona (en gramos por litro) en un espacio cilíndrico de aire con un radio de 0.50 millas y una altura de 40 pies.
- 1.96** El tiempo promedio que le toma a una molécula difundirse en una longitud de x cm está dada por

$$t = \frac{x^2}{2D}$$

donde t es el tiempo en segundos y D es el coeficiente de difusión. Si el coeficiente de difusión de la glucosa es 5.7×10^{-7} cm²/s, calcule el tiempo que una molécula de glucosa tardaría para difundir 10 μm, que es aproximadamente lo que mide una célula.

- 1.97 Un cerebro humano pesa alrededor de 1 kg y contiene casi 10^{11} células. Suponga que cada célula está repleta de agua (densidad = 1 g/mL) y calcule la longitud de un lado de esa célula si tuviera forma cúbica. Si las células se dispersan en una delgada capa, con un espesor de una sola célula, ¿cuál es el área superficial en metros cuadrados?
- 1.98** *a*) El monóxido de carbono (CO) es un gas venenoso debido a su fuerte unión con la hemoglobina transportadora de oxígeno en la sangre. Una concentración de 8.00×10^2 por volumen de monóxido de carbono se considera letal para los humanos. Calcule el volumen en litros que ocupará el monóxido de carbono a esta concentración en una habitación de 17.6 metros de largo, 8.80 metros de ancho y 2.64 metros de altura. *b*) La exposición prolongada al vapor de mercurio (Hg) puede ocasionar desórdenes neurológicos y problemas respiratorios. Un control de calidad del aire determina que la concentración de vapor de mercurio debe estar por debajo de 0.050 mg/m³. Convierta este número a g/L. *c*) La prueba general para descartar la diabetes de tipo II es que el nivel de azúcar en sangre (glucosa) sea menor que 120 mg por decilitro (mg/dl). Convierta este número a microgramos por mililitro (μg/mL).

Problemas especiales

- 1.99 A un cajero bancario se le pide que arme juegos de un dólar cada uno en monedas para los clientes. Cada juego está compuesto de tres monedas de 25 centavos, una moneda de cinco centavos y dos monedas de 10 centavos cada una. Las masas de las monedas son: 5.645 g para la de 25 centavos, 4.967 g para la de cinco centavos y 2.316 g para la de 10 centavos. ¿Cuál es el número máximo de juegos que pueden armarse a partir de 33.871 kg de monedas de 25 centavos, 10.432 kg de monedas de cinco centavos y 7.990 kg de monedas de 10 centavos? ¿Cuál es la masa total (en gramos) de esta colección de monedas?
- 1.100** Una probeta graduada está llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. Las masas de la probeta antes y después de la adición del aceite mineral son de 124.966 g y 159.446 g, respectivamente. En un experimento aparte, una pelota de metal que tiene una masa de 18.713 g se coloca en la probeta y de nuevo se llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. La masa combinada de la pelota y el aceite mineral es de 50.952 g. Calcule la densidad y el radio de la pelota. [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$].
- 1.101 Un químico del siglo XIX preparó una sustancia desconocida. En términos generales, ¿piensa usted que sería más difícil demostrar que se trata de un compuesto o de un elemento? Explique su respuesta.
- 1.102** El bronce es una aleación de cobre (Cu) y estaño (Sn). Calcule la masa de un cilindro de bronce que tiene un radio de 6.44 cm y una longitud de 44.37 cm. La composición del bronce es de 79.42% de Cu y 20.58% de Sn y las densidades del Cu y del Sn son 8.94 g/cm³ y 7.31 g/cm³, respectivamente. ¿Qué puede inferirse de este cálculo?
- 1.103 Suponga que se le proporciona un líquido. Describa brevemente los pasos que realizaría para demostrar que se trata de una sustancia pura o de una mezcla homogénea.
- 1.104** Un químico mezcla dos líquidos, A y B, para formar una mezcla homogénea. Las densidades de los líquidos son 2.0514 g/mL para A y 2.6678 g/mL para B. Cuando deja caer un pequeño objeto dentro de la mezcla, descubre que éste queda suspendido en el líquido, es decir, que ni flota ni se hunde. Si la mezcla se compone de 41.37% de A y 58.63% de B, en volumen, ¿cuál es la densidad del metal? ¿Puede emplearse este procedimiento, en general, para determinar las densidades de los sólidos? ¿Qué consideraciones se obtienen al aplicar este método?
- 1.105 *Tums* es un remedio popular para la indigestión ácida. Una tableta ordinaria contiene carbonato de calcio además de otras sustancias inertes. Cuando se ingiere, reacciona con el ácido gástrico (ácido clorhídrico) del estómago para liberar dióxido de carbono gaseoso. Cuando una tableta de 1.328 g reaccionó con 40.00 mL de ácido clorhídrico (densidad: 1.140 g/mL), el dióxido de carbono gaseoso se liberó y la solución resultante pesó 46.699 g. Calcule el número de litros de dióxido de carbono gaseoso liberado si su densidad es de 1.81 g/L.
- 1.106** Una botella de vidrio con capacidad de 250 mL se llenó con 242 mL de agua a 20°C y se cerró bien. Se dejó toda la noche en el exterior, cuando la temperatura era de -5°C. Prediga lo que sucederá. La densidad del agua a 20°C es de 0.998 g/cm³ y la del hielo a -5°C es de 0.916 g/cm³.

Respuestas a los ejercicios de práctica

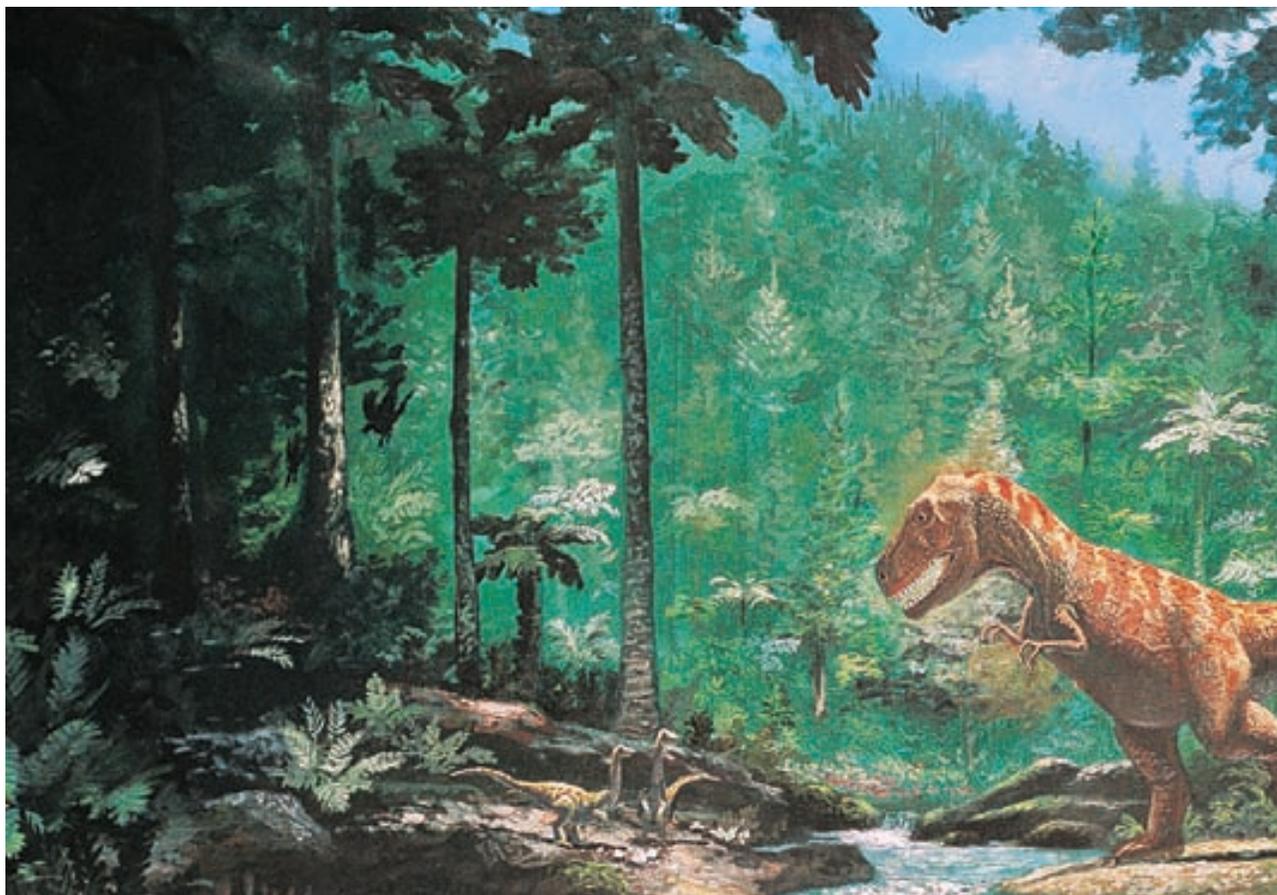
- 1.1** 96.5 g. **1.2** 341 g. **1.3** a) 621.5°F; b) 78.3°C, y c) -196°C.
1.4 a) Dos; b) cuatro; c) tres; d) dos; e) tres o dos. **1.5** a) 26.76 L; b) 4.4 g; c) 1.6×10^7 dm²; d) 0.0756 g/mL; e) 6.69×10^4 m.
1.6 2.36 lb. **1.7** 1.08×10^5 m³. **1.8** 0.534 g/cm³.



MISTERIO DE LA *química*

La desaparición de los dinosaurios

Los dinosaurios predominaron en la Tierra durante millones de años y luego desaparecieron repentinamente. A fin de resolver este misterio, los paleontólogos estudiaron fósiles y esqueletos encontrados en las rocas de diversas capas de la corteza terrestre. Sus descubrimientos les permitieron identificar especies que existieron en el planeta durante periodos geológicos específicos. Además,



revelaron la ausencia de esqueletos de dinosaurios en las rocas formadas inmediatamente después del periodo Cretácico, que data de hace 65 millones de años. Por tanto, se supone que los dinosaurios se extinguieron hace 65 millones de años.

Entre las muchas hipótesis planteadas para explicar su desaparición, se cuentan alteraciones de la cadena alimentaria y un cambio brusco del clima resultante de erupciones volcánicas violentas. Sin embargo, no se tenían datos convincentes en favor de ninguna hipótesis sino hasta 1977. Fue entonces cuando un grupo de paleontólogos que trabajaba en Italia obtuvo algunos datos desconcertantes en un sitio cercano a Gubbio. El análisis químico de una capa de arcilla depositada por arriba de sedimentos formados durante el periodo Cretácico (y, por tanto, una capa que registra lo ocurrido *después* de ese periodo) mostró un contenido sorprendentemente alto del elemento iridio (Ir), poco común en la corteza terrestre y comparativamente abundante en asteroides.

Esa investigación llevó a la hipótesis de que la extinción de los dinosaurios ocurrió como sigue. A fin de explicar la cantidad de iridio encontrada, los científicos plantearon que un gran asteroide, de varios kilómetros de diámetro, impactó la Tierra en la época de la desaparición de los dinosaurios. Dicho impacto debe haber sido tan fuerte que literalmente vaporizó una gran cantidad de rocas, suelo y otros objetos circundantes. El polvo y desechos resultantes flotaron en la atmósfera y bloquearon la luz solar durante meses o quizás años. A falta de luz solar abundante, muchas de las plantas no pudieron crecer, y el registro fósil confirma que, de hecho, muchos tipos de plantas se extinguieron en esa época. De tal suerte, por supuesto que muchos animales herbívoros perecieron y, a su vez, los carnívoros sufrieron hambre. La carencia de fuentes de alimento al parecer afectaba a los grandes animales, que necesitaban grandes volúmenes de comida, más rápida y notablemente que a los animales más pequeños. Así pues, los enormes dinosaurios, de los cuales el más grande habría pesado hasta 30 toneladas, desaparecieron a falta de alimento.

Indicios químicos

1. ¿De qué manera el estudio de la extinción de los dinosaurios ilustra el método científico?
2. Plantee dos maneras en las que podría comprobar la hipótesis de la colisión del asteroide.
3. En su opinión, ¿se justifica referirse a la explicación del asteroide como la teoría de la extinción de los dinosaurios?
4. La información disponible hace pensar que casi 20% de la masa del asteroide se convirtió en polvo y se distribuyó uniformemente sobre la Tierra después de descender de la atmósfera superior. La cantidad de polvo fue de casi 0.02 g/cm^2 de la superficie terrestre. Es muy probable que el asteroide haya tenido una densidad cercana a 2 g/cm^3 . Calcule la masa (en kilogramos y en toneladas) del asteroide y su radio en metros, en el supuesto de que era una esfera. (El área de la Tierra es de $5.1 \times 10^{14} \text{ m}^2$; $1 \text{ lb} = 453.6 \text{ g}$.) (Fuente: *Consider a Spherical Cow—A Course in Environmental Problem Solving*, de J. Harte, University Science Books, Mill Valley, CA 1988. Con autorización.)