

1

Materia y medición

Objetivos del capítulo

- Reconocer los elementos, átomos, compuestos y moléculas.
- Identificar las propiedades y los cambios físicos y químicos.
- Aplicar la teoría cinético-molecular a las propiedades de la materia.
- Usar las unidades métricas y las cifras significativas de manera correcta.

¡Sin combustible!

El 23 de julio de 1983, mientras el vuelo 143 de Air Canada viajaba a una altitud de 26 000 pies de Montreal a Edmonton, en la cabina de vuelo del Boeing 767 sonaron las alarmas. Uno de los aviones más grandes se veía obligado a planear porque ¡se le había acabado la turbosinal!

¿Por qué motivo se le agotó el combustible a este jet moderno que contaba con la tecnología más reciente? El motivo fue que se había cometido un simple error al calcular la cantidad de combustible necesaria para el vuelo.

Como todos los Boeing 767, este avión tenía un indicador de combustible complejo, pero que no funcionaba bien. Sin embargo, se permitió que el avión continuara volando porque había un método alternativo para determinar la cantidad de combustible en el tanque. Los mecánicos pueden emplear una varilla medidora de profundidad, muy similar a la de aceite que se emplea en los motores de los automóviles, para medir el nivel de combustible en cada uno de los tres tanques. Los mecánicos de Montreal emplearon varillas calibradas en centímetros y tradujeron esa lectura al volumen en litros. Según sus cálculos, el avión tenía un total de 7 682 L de combustible.

Los pilotos siempre calculan la cantidad de combustible en unidades de masa porque necesitan conocer la masa total del avión antes del despegue. Los pilotos de Air Canada siempre habían calculado la masa de combustible en libras, pero en esta ocasión el consumo de combustible del nuevo 767 estaba en kilogramos. Los pilotos sabían que se requerían 22 300 kg de combustible para el viaje. Si aún quedaban 7 682 L de combustible en los tanques, ¿qué cantidad era preciso agregar? Tuvieron que emplear la densidad del combustible para transformar 7 682 L a una masa en kilogramos, para poder así calcular la masa de combustible que se requería y convertirla al volumen de combustible necesario.

▲ (Cortesía de Air Canada)



Estructura del capítulo

- 1.1 Elementos y átomos
- 1.2 Compuestos y moléculas
- 1.3 Propiedades físicas
 - Densidad
 - Temperatura
 - Dependencia de las propiedades físicas respecto a la temperatura
 - Propiedades extensivas e intensivas
- 1.4 Cambios físicos y químicos
- 1.5 Clasificación de la materia
 - Los estados de la materia y la teoría cinético-molecular
 - La materia a nivel macroscópico y de partículas
 - Sustancias puras
 - Mezclas: homogéneas y heterogéneas
- 1.6 Unidades de medición
- 1.7 Uso de la información numérica
 - Longitud
 - Volumen
 - Masa
 - Cómo se realizan las mediciones: precisión, exactitud y error experimental
 - Cifras significativas
- 1.8 Resolución de problemas



▲ Después de que se le agotó el combustible, el vuelo 143 de Air Canada planeó 30 minutos antes de aterrizar en una pista aérea abandonada en Gimli, Manitoba, cerca de Winnipeg. (AP/Wide World Photos).

El primer oficial del avión le preguntó a un mecánico el factor de conversión para realizar la transformación de volumen a masa y obtuvo como respuesta el valor "1.77". Con esa cifra, el primer oficial y el mecánico calcularon que era necesario agregar 4 917 L de combustible. Pero los cálculos posteriores indicaron que ésta era tan sólo aproximadamente la cuarta parte de la cantidad necesaria de combustible (¡aproximadamente 16 200 kg!) ¿Por qué? Porque nadie pensó en las unidades del número 1.77. Posteriormente, se dieron cuenta de que las unidades de 1.77 eran libras por litro y no kilogramos por litro.

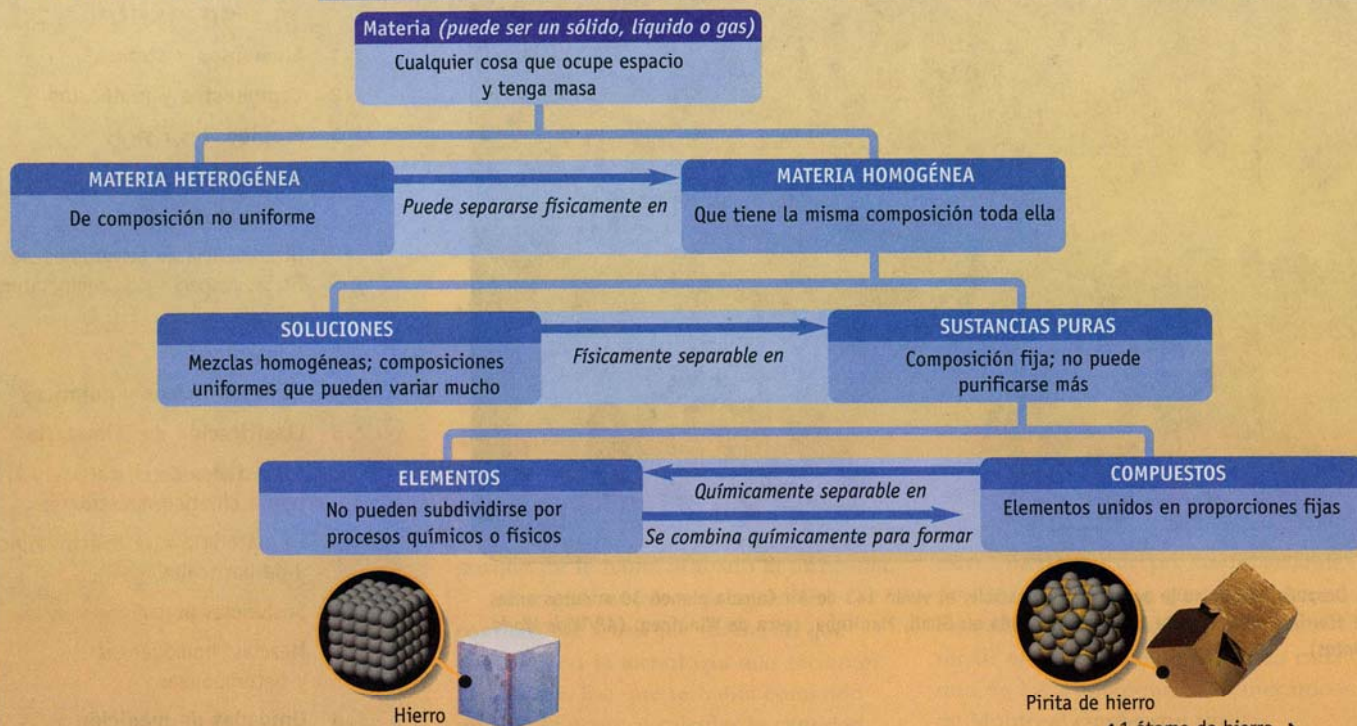
Sin combustible, el avión no pudo llegar a Winnipeg, Manitoba, de modo que los controladores lo dirigieron al

pueblo de Gimli, a un pequeño aeropuerto abandonado de la Real Fuerza Aérea Canadiense. Tras planear durante casi 30 minutos el avión se aproximó a la pista de Gimli, la cual, sin embargo, había sido transformada en pista de carreras para automóviles y en ese momento se estaba realizando una de ellas. Además, habían colocado una barrera de acero a través de la pista. Sin embargo, el piloto logró aterrizar muy cerca del extremo de la misma. El avión corrió por la tira de concreto, la rueda de la nariz se colapsó, varios neumáticos estallaron y se deslizó hasta detenerse justo antes de la barrera. ¡El planeador de Gimli logró aterrizar! Y en algún sitio, un mecánico de aeronáutica ahora presta más atención a las unidades de los números.

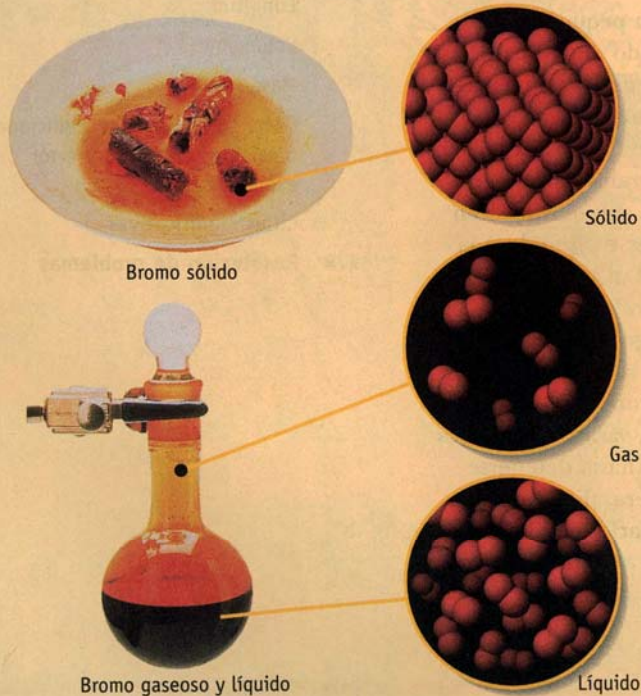
Reflexión sobre la materia La química es el estudio de la naturaleza de la materia y sus interacciones. La materia está compuesta, en el último término, de elementos químicos y sus compuestos. La mayor parte de la materia puede existir en uno o más estados: sólido, líquido y gaseoso.

Aunque los químicos efectúan observaciones a nivel macroscópico, también estudian las propiedades de la materia a escala microscópica y submicroscópica.

Clasificación de la materia



Estados de la materia

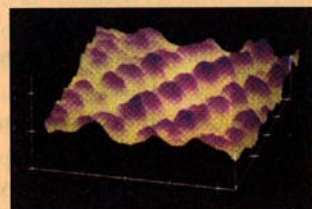


Vista macroscópica, microscópica y unidades

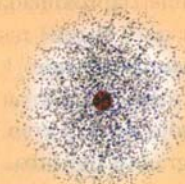
Tres vistas del cobre



Escala MACROSCÓPICA: mm 0 cm



Escala MICROSCÓPICA: nanómetros (~10⁻⁹m)



Escala SUBMICROSCÓPICA: picómetros (~10⁻¹²m)

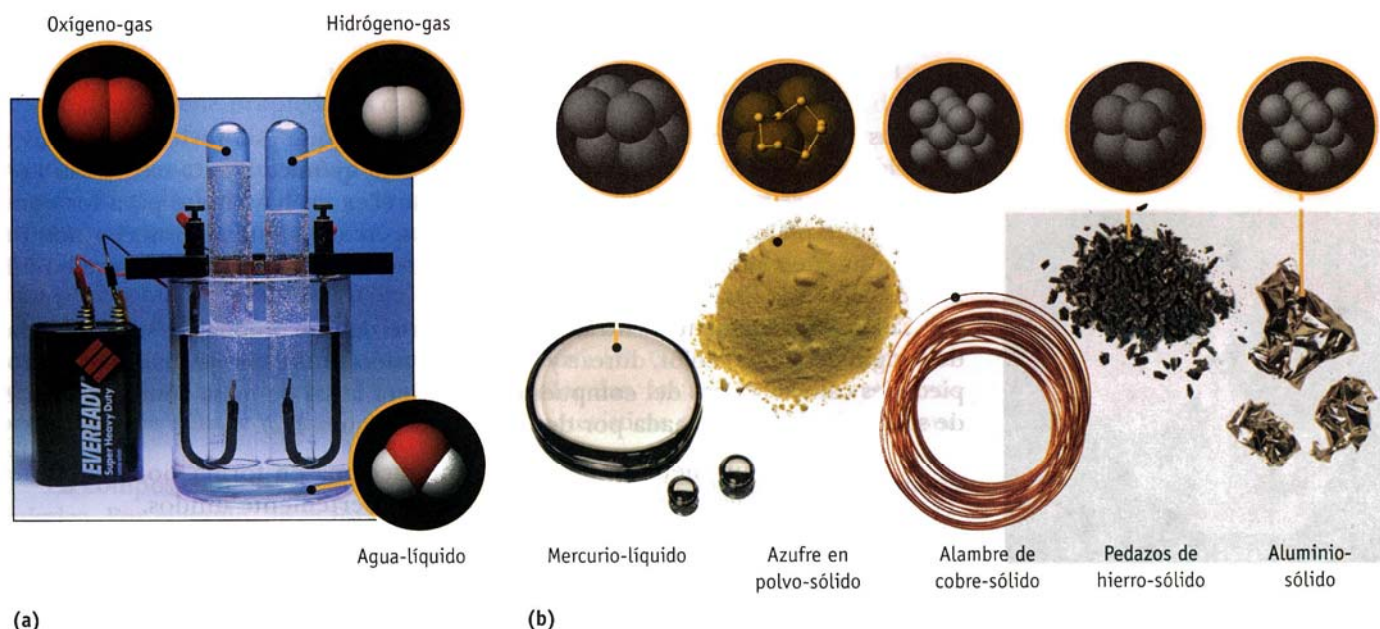
Imagine un vaso lleno de un líquido transparente. La luz solar que atraviesa por una ventana cercana ocasiona que el líquido brille, y el vidrio se siente fresco al tocarlo. Ciertamente, un trago de agua sería refrescante, ¿pero será conveniente tomarlo? Si el vaso se encontrara en la cocina de su casa, probablemente diría sí, pero, ¿qué pasaría si estuviera en un laboratorio químico?, ¿cómo saber si el vaso contiene agua pura? o, para plantear una pregunta más “química”: ¿cómo se podría *comprobar* que este líquido es agua?

Generalmente pensamos que el agua que bebemos es pura, aunque, en sentido estricto, esto no es verdadero. En ciertos casos, hay material en suspensión en ella o burbujas de gases como oxígeno, visibles a simple vista. En ocasiones, el agua de la llave tiene un color que se debe al hierro que tiene disuelto. De hecho, el agua potable casi siempre consta de una mezcla de sustancias, algunas disueltas y otras no. Como ocurre con cualquier mezcla, podríamos plantear muchas preguntas: ¿cuáles son los componentes de la mezcla (partículas de polvo, burbujas de oxígeno, sales disueltas de sodio, calcio o hierro) y en qué cantidad relativa se encuentran? ¿Cómo pueden separarse estas sustancias una de otra y cómo se modifican las propiedades de una sustancia cuando está mezclada con otra?

En este capítulo comenzaremos a discutir cómo piensan los químicos sobre la materia. Exploraremos algunos conceptos fundamentales sobre átomos, elementos, compuestos y moléculas, punto central de la química. A continuación, describiremos de qué manera los químicos caracterizan estos bloques constitutivos de la materia y comenzaremos a ver cómo se usa la información numérica. ●

1.1 ELEMENTOS Y ÁTOMOS

Al hacer pasar una corriente eléctrica por agua pura ésta se descompone en hidrógeno y oxígeno gaseosos (figura 1.1a). Las sustancias como el hidrógeno y el oxígeno formadas por un solo tipo de átomos se clasifican como **elementos** [CD-ROM, Pantalla 1.5]. En la actualidad, se conocen 113 elementos; de ellos, sólo 90 aproximadamente se encuentran en la naturaleza y el resto fue creado por los científicos. El nombre y símbolo de cada elemento se incluyen en la tabla del principio del libro.



(a)

(b)

Figura 1.1 Elementos. (a) Al hacer pasar una corriente eléctrica a través del agua se producen los elementos hidrógeno (*tubo de ensayo de la derecha*) y oxígeno (*a la izquierda*). (b) Los elementos químicos a menudo pueden diferenciarse por su color y su estado a temperatura ambiente. (Charles D. Winters)



Reflexión sobre la materia. ¿Contendrá agua pura este vaso? ¿Cómo se puede comprobar si es pura? (Charles D. Winters).

Objetivos del capítulo

- Reconocer los elementos, átomos, compuestos y moléculas.
- Identificar las propiedades y los cambios físicos y químicos.
- Aplicar la teoría cinético-molecular a las propiedades de la materia.
- Usar correctamente las unidades métricas y las cifras significativas.

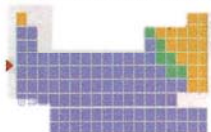
• Escritura de símbolos de elementos

Asegúrese de observar que sólo la primera letra del símbolo del elemento es mayúscula. Por ejemplo, cobalto es Co y no CO. La notación CO representa al compuesto químico monóxido de carbono.

• Tabla periódica

Véase la tabla periódica en los CD de *Química General Interactiva*. Puede accederse en la pantalla 1.5 o en la Caja de Herramientas. Véase también la descripción que hace el profesor Frank DiSalvo del significado de la tabla periódica en la pantalla 1.6.

Tabla periódica de los elementos



• Respuestas a los ejercicios

En cada capítulo del libro encontrará uno o más ejercicios al final o dentro de cada sección. Su objetivo es ayudarlo a verificar si comprende el material de esa sección. En el apéndice N se incluyen las respuestas a los ejercicios.

El carbono (C), azufre (S), hierro (Fe), cobre (Cu), plata (Ag), estaño (Sn), oro (Au), mercurio (Hg) y plomo (Pb) eran conocidos en forma relativamente pura por los antiguos griegos y los romanos, así como por los alquimistas de la antigua China, el mundo árabe y la Europa medieval. Sin embargo, muchos otros como aluminio (Al), silicio (Si), yodo (I) y helio (He), no fueron descubiertos sino hasta los siglos XVIII y XIX. (Algunos de estos elementos se ilustran en la figura 1.1b.) Por último, los elementos artificiales, como tecnecio (Tc), plutonio (Pu) y americio (Am), fueron sintetizados en el siglo XX empleando las técnicas de la física moderna.

Muchos elementos tienen nombres y símbolos de origen latino o griego; por ejemplo, helio (He), proviene del griego *helios*, sol, y plomo, cuyo símbolo es Pb, se deriva de *plumbum*, palabra latina que significa pesado. Sin embargo, los elementos descubiertos más recientemente han sido nombrados por su lugar de descubrimiento o por alguna persona o sitio significativo. Algunos ejemplos son el americio (Am), californio (Cf) y curio (Cm).

La tabla que aparece al principio del libro, con el símbolo e información de los elementos en un recuadro, con excepción de los más modernos, se denomina **tabla periódica** [☞ Tool box (Caja de herramientas) en los CD de *Química General Interactiva*]. Describiremos esta importante herramienta química en más detalle al comenzar el capítulo 2.

Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento que conserva las propiedades características de dicho elemento [☞ CD-ROM, Pantalla 1.5]. La química moderna se basa en una comprensión y exploración de la naturaleza a nivel atómico. Trataremos mucho más sobre los átomos y sus propiedades en los capítulos 2, 7 y 8, en particular.

Ejercicio 1.1 Elementos

Empleando la tabla periódica que se encuentra en las primeras páginas de este libro:

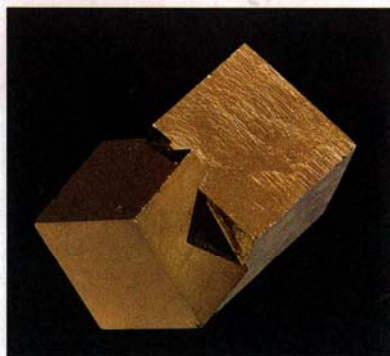
- encuentre los nombres de los elementos que tienen los símbolos Na, Cl y Cr.
- encuentre los símbolos para los elementos zinc, níquel y potasio.

1.2 COMPUESTOS Y MOLÉCULAS

Una sustancia pura como el azúcar, la sal o el agua, que está formada por dos o más elementos diferentes se denomina **compuesto químico** [☞ CD-ROM, Pantalla 1.6]. Aunque sólo se conocen 113 elementos, al parecer no hay límite para los compuestos que pueden fabricarse a partir de ellos. Actualmente se conocen más de 20 millones de compuestos y anualmente se agregan aproximadamente medio millón de ellos a la lista.

Cuando los elementos entran a formar parte de un compuesto, sus propiedades originales, como color, dureza y punto de fusión son reemplazadas por las propiedades características del compuesto. Considere la sal de mesa común (cloruro de sodio), que está formada por dos elementos (figura 1.2).

- El sodio es un metal brillante que interacciona en forma violenta con el agua. Está formado por átomos de sodio fuertemente unidos.
- El cloro es un gas amarillo claro que tiene olor distintivo y sofocante, y es un irritante muy fuerte para los pulmones y otros tejidos. El elemento está formado por moléculas de Cl_2 unidades, que incluyen dos átomos de cloro enlazados fuertemente.
- El cloruro de sodio o sal común es un sólido cristalino con propiedades completamente distintas a los dos elementos que lo constituyen (figura 1.2). La



La pirita de hierro es un compuesto químico formado por hierro y azufre. A menudo, se encuentra en la naturaleza en forma de cubos dorados perfectos. (Charles D. Winters)

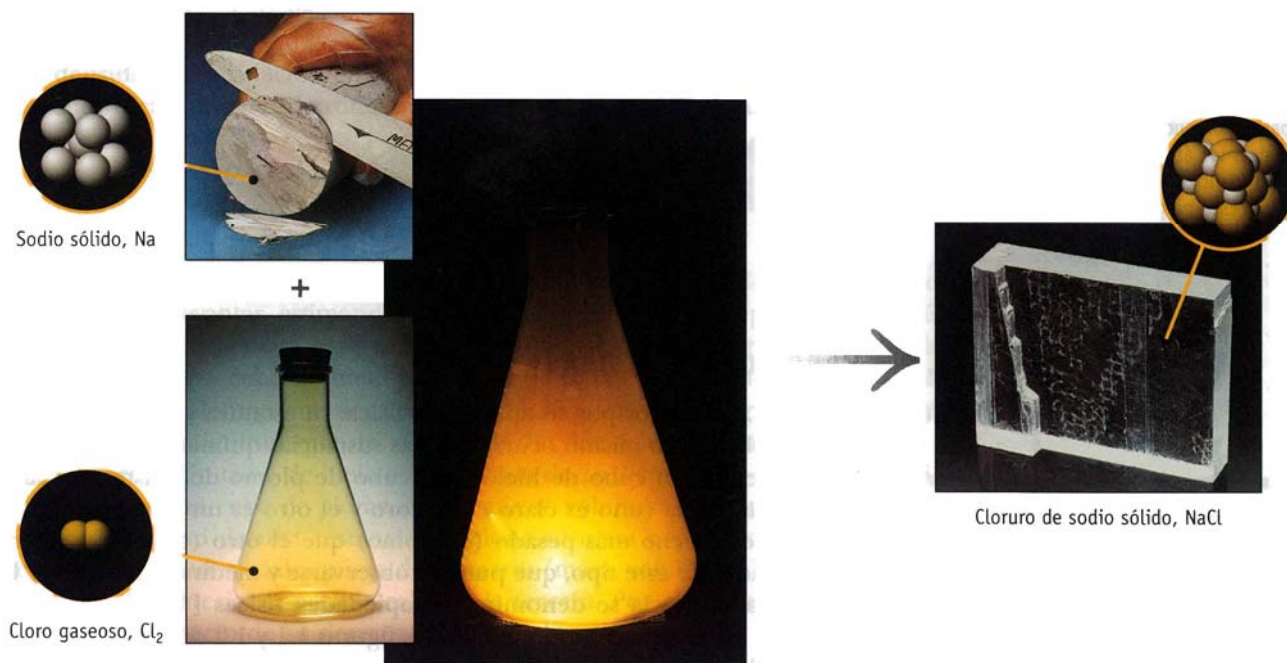


Figura 1.2 Formación de un compuesto químico. El cloruro de sodio o sal de mesa puede obtenerse combinando sodio metálico (Na) con cloro gaseoso, de color amarillento (Cl₂). El resultado es un sólido cristalino. (Charles D. Winters)

sal está formada por sodio y cloro unidos fuertemente. (El significado de las fórmulas químicas como NaCl se explica en las secciones 3.3 y 3.4.)

Es importante efectuar una cuidadosa distinción entre una mezcla de elementos (véase la sección 1.5) y un compuesto químico que contiene dos o más elementos. El hierro metálico puro y el azufre en polvo de color amarillento (figura 1.1b) pueden mezclarse en proporciones variables. Sin embargo, en el compuesto químico conocido como piritita de hierro, este tipo de variación no ocurre. La piritita de hierro tiene propiedades características propias que difieren de las del hierro y las del azufre y de las de una mezcla de estos elementos, pero tiene una composición porcentual definida en peso (46.55% de Fe y 53.45% de S, o 46.55 g de Fe y 53.45 g de S en 100.00 g de muestra). Por lo tanto, existen dos diferencias principales entre las mezclas y los compuestos puros: los compuestos tienen características muy diferentes a las de sus elementos originales y tienen una composición porcentual definida (en masa) de los elementos combinados.

Algunos compuestos (como la sal, NaCl) están formados por **iones**, los cuales son átomos o grupos de átomos con carga negativa [→ CAPÍTULO 3]. Otros compuestos (como el agua y el azúcar) constan de **moléculas**, las unidades discretas más pequeñas que conservan la composición y características químicas de dicho compuesto.

La composición de cualquier compuesto puede representarse por su **fórmula química**. Por ejemplo, en la fórmula del agua, H₂O, el símbolo del hidrógeno, H, va seguido del subíndice "2" que indica que hay dos átomos de hidrógeno en cada molécula de agua. El símbolo del oxígeno aparece sin subíndice; esto indica que hay un átomo de oxígeno en la molécula de agua.

Como veremos a lo largo del libro, las moléculas pueden representarse por modelos que ilustran su composición y estructura. En la figura 1.3 se ilustran los nombres, fórmulas y modelos de la estructura de algunas moléculas comunes.

• Transferencia de calor y temperatura

Como se describe en el capítulo 6, la energía calorífica se transfiere espontáneamente sólo de un objeto más caliente a otro más frío, es decir, de un objeto a temperatura más alta a otro que se encuentra a temperatura más baja.

• Escala Fahrenheit

Gabriel Fahrenheit (1686-1736), un físico alemán, definió 0 °F como el punto de congelación de una solución saturada de sal en agua (porque ésta es la temperatura más baja que pudo reproducir de manera confiable) y supuso que 100 °F era la temperatura normal del cuerpo humano (aunque, en realidad, ésta es 98.6 °F). En la actualidad, los puntos de referencia son 32 °F y 212 °F, el punto de congelación y el de la ebullición del agua pura. Para más detalles, véase J. Pellicer, M. A. Gilabert y E. Lopez-Baeza: *Journal of Chemical Education*. vol. 76, pp. 911-912, 1999.

Historia

Lord Kelvin

William Thomson (1824-1907), conocido como Lord Kelvin, fue catedrático de filosofía natural en la Universidad de Glasgow, Escocia, de 1846 a 1899. Mejor conocido por sus estudios sobre calor y trabajo, de los cuales se derivó el concepto de escala de temperaturas absolutas. (Colección E. F. Smith/Biblioteca Van Pelt/Universidad de Pennsylvania)



Temperatura

Otra propiedad física útil de los elementos y compuestos puros es la temperatura a la cual se funde el sólido (su punto de fusión) o hierve el líquido (su punto de ebullición). La **temperatura** es la propiedad de la materia que determina si se puede transferir energía calorífica de un cuerpo a otro y el sentido de dicha transferencia [CD-ROM, pantalla 1.10].

Comúnmente se emplean tres escalas para medir la temperatura: la Fahrenheit, la Celsius y la Kelvin (figura 1.5). La escala Celsius se emplea generalmente para medidas en el laboratorio. Sin embargo, cuando los cálculos incorporan datos de temperatura, es necesario emplear la escala Kelvin.

Escala Celsius de temperatura

En Estados Unidos, la temperatura cotidiana se reporta usando la escala Fahrenheit, pero la **escala Celsius** es empleada en la mayoría de los demás países y en la notación científica. Esta última escala fue sugerida por Anders Celsius (1701-1744), astrónomo sueco, quien se basó en las propiedades del agua. El tamaño del grado Celsius se define designando el cero como el punto de congelación del agua pura (0 °C) y el 100 como su punto de ebullición (100 °C).

Escala Kelvin de temperatura

Las temperaturas de invierno en muchos sitios pueden descender fácilmente a valores negativos en la escala Celsius. En el laboratorio se pueden alcanzar temperaturas mucho más frías con gran facilidad y las temperaturas se miden con números negativos grandes. Sin embargo, hay un límite hasta el cual puede descender la temperatura y en muchos experimentos se ha determinado que la temperatura más baja que es posible alcanzar es -273.15 °C (o -459.67 °F).

William Thomson, conocido como Lord Kelvin, sugirió por primera vez una escala de temperaturas donde no se emplean números negativos. La **escala Kelvin**, adoptada en la actualidad como estándar internacional en ciencias, emplea una unidad del mismo tamaño que la escala Celsius, pero toma la temperatura más baja posible como cero, punto que se llama **cero absoluto**. Como las unidades kelvin y los grados Celsius son del mismo tamaño, el punto de congelación del agua se alcanza a 273.15 K o °C por encima del punto inicial; es decir, $0\text{ °C} = 273.15\text{ K}$.

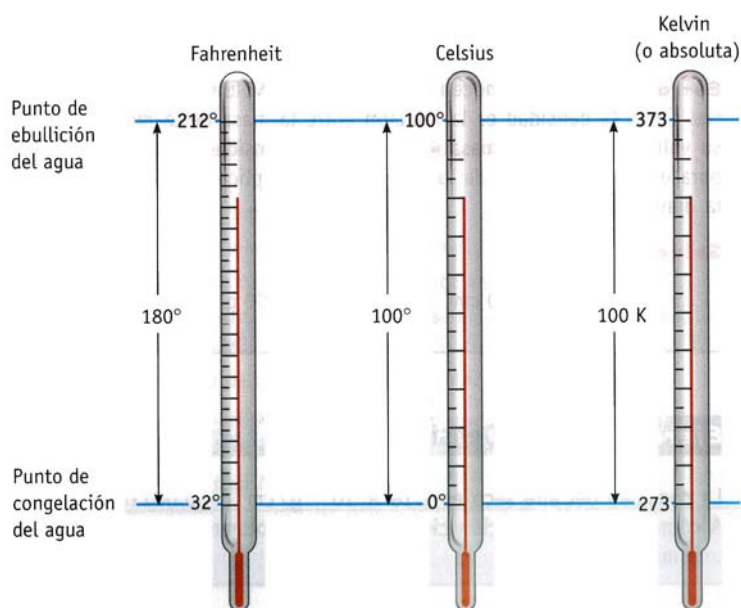


Figura 1.5 Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin. La referencia, o punto inicial para la escala Kelvin es el cero absoluto ($0\text{ K} = -273.15\text{ °C}$), que se ha demostrado de manera teórica y experimental es la temperatura más baja posible.

El punto de ebullición del agua pura es 373.15 K. Las temperaturas en grados Celsius se transforman fácilmente a kelvins y viceversa con la siguiente relación:

$$T(\text{K}) = \frac{1 \text{ K}}{1 \text{ }^\circ\text{C}} (T \text{ }^\circ\text{C} + 273.15 \text{ }^\circ\text{C}) \quad (1.2)$$

De este modo, una temperatura ambiente común de 23.5 °C es

$$T(\text{K}) = \frac{1 \text{ K}}{1 \text{ }^\circ\text{C}} (23.5 \text{ }^\circ\text{C} + 273.15 \text{ }^\circ\text{C}) = 296.7 \text{ }^\circ\text{C}$$

Finalmente, observe que el símbolo de grado (°) no se emplea en las temperaturas Kelvin. El nombre de la unidad en esta escala es el kelvin (sin letra mayúscula) y estas temperaturas se designan por una K.

Ejercicio 1.4 Cambios de temperatura

El nitrógeno líquido hierve a 77 K. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius?

• Conversiones de temperatura

Al transformar 23.5 °C a kelvin, al sumar las dos cifras se obtiene 296.65. Sin embargo, las reglas de "cifras significativas" indican que la suma o resta de dos números no puede tener más decimales que el número con menor número de decimales. (Véase la página 33). Por lo tanto, la respuesta se redondea a 296.7 K.

Dependencia de las propiedades físicas respecto a la temperatura

La temperatura de una muestra de materia a menudo afecta los valores numéricos de sus propiedades. La densidad constituye un ejemplo en particular importante. Aunque el cambio de la densidad del agua con la temperatura parezca pequeño, afecta profundamente a nuestro entorno. Por ejemplo, cuando se enfría el agua de un lago la densidad del agua aumenta y el agua más densa desciende al fondo (figura 1.6a). Este proceso continúa hasta que el agua llega a 3.98 °C, temperatura a la cual tiene su densidad máxima (0.999973 g/cm³). Si la temperatura del agua desciende más, su densidad disminuye y el agua más fría flota en la parte superior del agua que está a 3.98 °C.

Cuando el agua se enfría a 0 °C, se forma hielo sólido, el cual es mucho menos denso que el agua, de modo que flota sobre ella.

Como la densidad de los líquidos cambia con la temperatura, es necesario reportar la temperatura al efectuar mediciones precisas del volumen. El material de vidrio de laboratorio que se emplea para este tipo de mediciones siempre especifica la temperatura a la cual está calibrado (figura 1.6b).

Dependencia de la densidad del agua con la temperatura

Temperatura (°C)	Densidad del agua (g/cm ³)
0 (hielo)	0.917
0 (agua líquida)	0.99984
2	0.99994
4	0.99997
10	0.99970
25	0.99707
100	0.95836

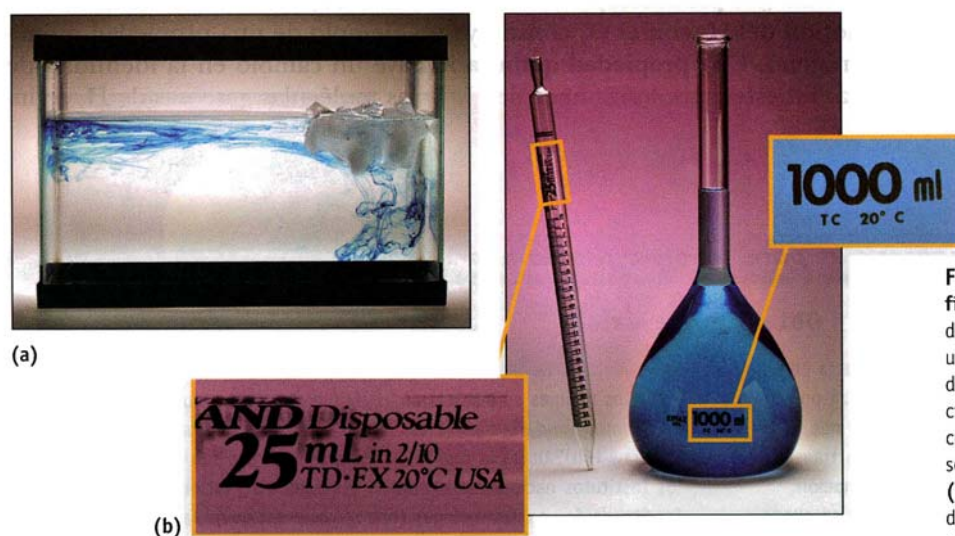


Figura 1.6 Dependencia de las propiedades físicas respecto a la temperatura. (a) En el lado derecho del tanque se colocaron cubos de hielo y un tinte azul en el lado izquierdo. El agua por debajo del hielo está más fría y densa que el agua circundante y desciende al fondo. La corriente de convección creada por este movimiento del agua se traza mediante el desplazamiento del tinte. (b) El material de vidrio de laboratorio está calibrado para temperaturas específicas. Contiene el volumen especificado sólo cuando la temperatura es la que se indica. (Charles D. Winters)

Ejercicio 1.5 Densidad y temperatura

- (a) La densidad del aire a 0 °C (y presión de 1 atmósfera [atm]) es $1.293 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es la densidad del aire a esta temperatura en gramos por litro?
- (b) La densidad del mercurio a 0 °C es 13.595 g/cm^3 , a 10 °C es 13.570 g/cm^3 y a 20 °C es 13.546 g/cm^3 . Estime la densidad del mercurio a 30 °C.

Propiedades extensivas e intensivas

Las **propiedades extensivas** dependen de la cantidad de sustancia presente. De este modo, la masa y el volumen de cada muestra de un elemento en las figuras 1.1 y 1.2 son propiedades extensivas. En contraste, las **propiedades intensivas** son aquellas que no dependen de la cantidad de sustancia. Una muestra de hielo se funde a 0 °C, sin importar si se trata de un cubo de hielo o de un iceberg.

La densidad es una propiedad intensiva, lo cual parece curioso, en un principio, porque es el cociente de dos propiedades extensivas. Sin embargo, al reflexionar se reconoce que la densidad del oro (19.3 g/cm^3) no depende del tamaño de la muestra. Ya sea que se tenga un lingote de oro puro o un anillo de oro sólido, ambos tienen la misma proporción de masa con respecto al volumen.

Objetivos del capítulo • Repaso

- Reconocer los elementos, átomos, compuestos y moléculas.
- **Identificar las propiedades y los cambios físicos y químicos.**
- Aplicar la teoría cinético-molecular a las propiedades de la materia.
- Usar correctamente las unidades métricas y las cifras significativas.

1.4 CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Los cambios de propiedades físicas se denominan **cambios físicos**. En este tipo de cambios, la identidad de la sustancia se mantiene, aunque quizá su estado físico o su tamaño burdo y la forma de sus pedazos se modifique. Un ejemplo de cambio físico es la fusión de un sólido, y la temperatura a la cual ocurre esto (el punto de fusión) a menudo es tan característica, que puede emplearse para identificar al sólido (figura 1.7).

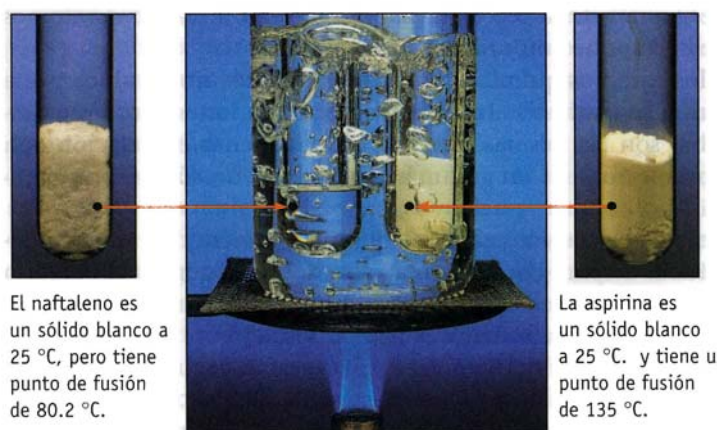
Una propiedad física del hidrógeno gaseoso (H_2) es su baja densidad, de modo que un globo lleno de H_2 flota en la atmósfera (figura 1.8). Supongamos que una vela encendida se acerca al globo. Cuando el calor ocasiona que el globo se rompa, el hidrógeno se combina con el oxígeno (O_2) atmosférico y el calor de la vela inicia una explosión (figura 1.8), produciendo agua, H_2O [CD-ROM, Pantalla 1.11]. La explosión constituye un ejemplo de **cambio químico**, o **reacción química**, porque una o más sustancias (los **reactivos**) se transformaron en una o más sustancias distintas (los **productos**).

La reacción del H_2 con el O_2 constituye un ejemplo de una propiedad química del hidrógeno. Una **propiedad química** incluye un cambio en la identidad de la sustancia. En este caso, los átomos de H de las moléculas gaseosas de H_2 se in-

Sugerencias para resolver problemas 1.1**Obtención de datos**

Toda la información que se necesita para resolver un problema en este libro quizá no se incluya en el enunciado. Por ejemplo, quizá no se incluya el valor de densidad en el ejemplo 1.1, suponiendo que a) el lector reconocería la necesidad de conocer la densidad para transformar un volumen en masa, y b) sabría dónde encontrar la información. Los apéndices de este libro contienen mucha información y se puede obtener aún más en los CD de *Química General Interactiva, versión 3.0*.

En la mayoría de las bibliotecas existen diversos manuales de datos y entre los mejores se encuentran el *Manual de física y química (Handbook of Chemistry and Physics)* (Press CRC) y el *Manual de Química de Lange* (McGraw-Hill). Quizá la fuente más exacta de datos sea la producida por los Institutos nacionales de normas y tecnología (National Institutes for Standards and Technology) (<http://www.nist.gov>). También puede consultar el sitio en la red Webelements (www.webelements.com).



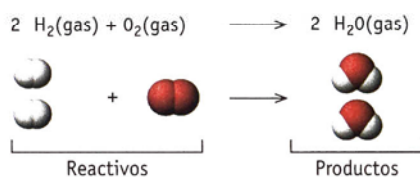
El naftaleno es un sólido blanco a 25 °C, pero tiene punto de fusión de 80.2 °C.

La aspirina es un sólido blanco a 25 °C, y tiene un punto de fusión de 135 °C.

Figura 1.7 Uso de una propiedad física para diferenciar compuestos. La aspirina y el naftaleno son sólidos blancos a 25 °C, pero se pueden distinguir, entre otras cosas, por una diferencia de propiedades físicas. A la temperatura de ebullición del agua, 100 °C, el naftaleno es líquido (izquierda) mientras que la aspirina es sólida (derecha). (Charles D. Winters)

corporan al H_2O . De manera similar, ocurre un cambio químico cuando se quema gasolina con aire en un motor automotriz o un automóvil antiguo se enmohece en el aire. La combustión de la gasolina o el enmohecimiento del hierro son propiedades químicas características de estas sustancias.

A nivel de partículas, un cambio químico produce un nuevo ordenamiento de átomos, sin que el número de éstos aumente o disminuya [→ CAPÍTULO 3] [CD-ROM, Pantalla 1.12]. Las partículas (átomos, moléculas o iones) presentes después de la reacción, no obstante, difieren de las presentes antes de ella. La reacción de moléculas de hidrógeno y oxígeno para formar moléculas de agua puede representarse como



La representación del cambio mediante fórmulas químicas se denomina **ecuación química**. Indica que las sustancias de la izquierda (reactivos) producen o “dan” las sustancias de la derecha (productos). Esta ecuación indica que si hay cuatro átomos

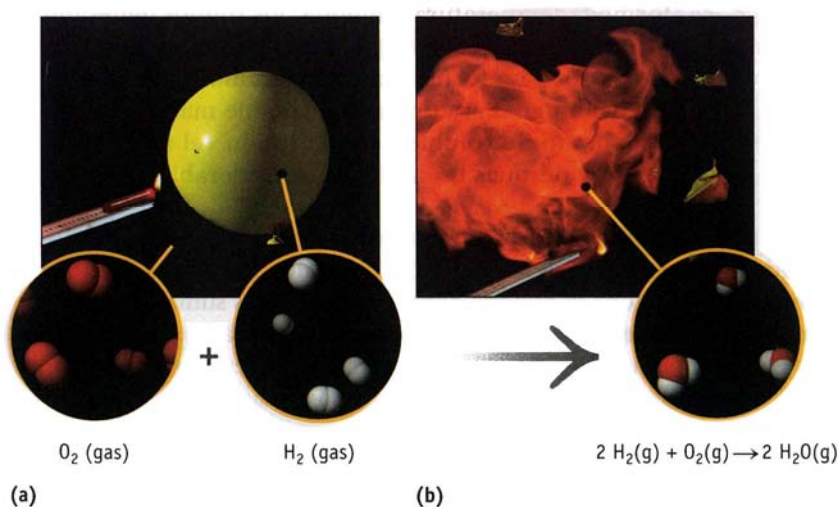


Figura 1.8 Explosión de una mezcla de hidrógeno y oxígeno. (a) Un globo lleno de moléculas de hidrógeno gaseoso, H_2 , y rodeado de moléculas de oxígeno, O_2 , en la atmósfera. (El globo flota en la atmósfera porque el H_2 gaseoso es menos denso que el aire). (b) Al mezclarse el H_2 con el O_2 , la mezcla experimenta ignición y explota produciendo agua, H_2O . (Las fotos [Charles D. Winters] corresponden a un vídeo en la pantalla 1.11, en los CD de Química General Interactiva, versión 3.0)



Se colocó una tetera con agua sobre la hoguera. ¿Qué cambios químicos y físicos están ocurriendo en este caso?

(Charles D. Winters)

de H y dos átomos de O antes de la reacción, habrá el mismo número de átomos presentes después de ella, aunque con ordenamiento distinto.

En contraste con los cambios químicos, los cambios físicos no producen una nueva sustancia química. Las sustancias (átomos, moléculas o iones) presentes antes y después del cambio son las mismas, pero su ordenamiento en relación con las demás (que estén más lejanas en un gas, más cercanas en un sólido, por ejemplo) es diferente.

Por último, los cambios físicos y los cambios químicos a menudo van acompañados de una transferencia de energía. En la reacción del hidrógeno y el oxígeno para dar agua (véase la figura 1.8) se transfiere una considerable cantidad de energía (en forma de calor y luz) a los alrededores [→ CAPÍTULO 6].

Ejercicio 1.6 Reacciones químicas y cambios físicos

En un campamento en las montañas se hierva una olla en agua al fuego. ¿Qué cambios químicos y físicos se realizan en este proceso?

1.5 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Cuando un químico mira un vaso de agua potable, ve un líquido que quizá podría ser el compuesto químico agua. Es muy probable que el líquido sea una mezcla homogénea de agua y sustancias disueltas, es decir, una solución; también es posible que la muestra de agua sea una mezcla heterogénea con sólidos en suspensión en el líquido. Éstas constituyen algunas maneras de clasificar la materia (véase la sección Enfoque del capítulo).

Los estados de la materia y la teoría cinético-molecular

Una propiedad de la materia que se observa con facilidad es su **estado**, es decir, si una sustancia es un sólido, líquido o gas (véanse las figuras 1.1, 1.2, 1.7; Enfoque del capítulo) [CD-ROM, Pantalla 1.3]. Se reconoce que es un sólido porque tiene forma rígida y volumen fijo, que cambia poco conforme la temperatura y la presión se modifican. Igual que los sólidos, los líquidos tienen volumen fijo, pero un líquido es un fluido, es decir, toma la forma del recipiente que lo contiene y no tiene forma definida propia. Los gases también son fluidos, pero el volumen de un gas corresponde al volumen del recipiente. El volumen de una cantidad dada de gas varía según la temperatura y la presión.

A bajas temperaturas, prácticamente toda la materia se encuentra en estado sólido. Sin embargo, conforme la temperatura aumenta, los sólidos generalmente se funden formando líquidos. Posteriormente, si la temperatura aumenta lo suficiente, los líquidos se evaporan para formar gases. Los cambios de estado van acompañados de cambios de volumen. Para una masa dada de material, generalmente se produce un leve aumento de volumen con la fusión (el agua constituye una excepción significativa) y después un aumento considerable de volumen en la evaporación.

La **teoría cinético-molecular** de la materia ayuda a interpretar las propiedades de sólidos, líquidos y gases (véase el Enfoque del capítulo) [CD-ROM, Pantalla 1.7]. De acuerdo con esta teoría, toda la materia consta de partículas sumamente pequeñas (átomos, moléculas o iones) que están en movimiento constante. En los sólidos, estas partículas están empacadas de manera muy cercana, generalmente formando un arreglo regular. Estas partículas vibran en torno a sus posiciones promedio, pero casi nunca la partícula de un sólido va más allá de sus vecinas inmediatas para entrar en contacto con un nuevo conjunto de partículas.



Cambio de volumen con cambio de estado. Cuando el agua se congela, su volumen aumenta. (La densidad del hielo es menor que la del agua líquida, de modo que para una masa dada de agua, el volumen aumenta al congelarse.) En este caso la leche, que contiene agua en su mayor parte, se congeló y la expansión de volumen fue tan grande que la leche se salió del envase.

Objetivos del capítulo • Repaso

- Reconocer los elementos, átomos, compuestos y moléculas.
- Identificar las propiedades y los cambios físicos y químicos.
- Aplicar la teoría cinético-molecular a las propiedades de la materia.
- Usar correctamente las unidades métricas y las cifras significativas.

Los átomos o moléculas de líquidos o gases están ordenados aleatoriamente, más que en los patrones regulares de los sólidos. Los líquidos y gases son fluidos porque sus partículas no están confinadas a sitios específicos y pueden moverse más allá de las otras. En condiciones normales, las partículas de un gas se encuentran muy separadas.

Las moléculas de gas se mueven muy rápido porque no están restringidas por sus vecinas. Las moléculas de un gas vuelan por todos los sitios, chocando unas con otras y con las paredes del recipiente. Este movimiento aleatorio permite que las moléculas de gas llenen el recipiente, de modo que el volumen de una muestra de gas corresponde al volumen del recipiente que lo contiene.

Otro aspecto importante de la teoría cinético-molecular es que a medida que la temperatura aumenta, las partículas se mueven más rápido. La energía de movimiento de las partículas (su **energía cinética**) actúa venciendo las fuerzas de atracción entre las partículas. Un sólido se funde para formar un líquido cuando la temperatura del sólido aumenta hasta el punto en el cual sus partículas vibran suficientemente rápido y a distancia tal como para empujarse unas a otras y desplazarse de sus posiciones regularmente espaciadas. A medida que la temperatura aumenta aún más, las partículas se mueven cada vez más rápido hasta que finalmente pueden escapar de sus enlaces con las otras y entrar al estado gaseoso. El aumento de temperatura corresponde a movimientos cada vez más rápidos de átomos y moléculas, regla general que será de gran utilidad en discusiones futuras [CD-ROM, Pantallas 1.10 y 6.10].

La materia a nivel macroscópico y de partículas

Las propiedades características de gases, líquidos y sólidos que se acaban de describir se observan a simple vista. Se determinan usando muestras de materia suficientemente grandes para poderse ver, medir y manejar. Con estas muestras, también podemos determinar, por ejemplo, el color de la sustancia, si se disuelve en agua, si conduce la electricidad o si reacciona con el oxígeno. Las observaciones y manipulaciones generalmente se realizan en el mundo **macroscópico** de la química (véase el Enfoque del capítulo) (figura 1.9). Este es el mundo de los experimentos y las observaciones.

Ahora pasaremos al nivel de átomos, moléculas y iones, el mundo de la química que no se ve a simple vista. Si tomamos una muestra macroscópica de materia y la dividimos una y otra vez hasta el punto en que la cantidad de materia pueda verse a simple vista y luego más allá, hasta un punto en el cual sólo se pueda ver con

● Sólidos, líquidos y gases

En la pantalla 1.7 en los CD de *Química General Interactiva*, se muestran las diferencias fundamentales entre sólidos, líquidos y gases, en términos de la teoría cinético-molecular.

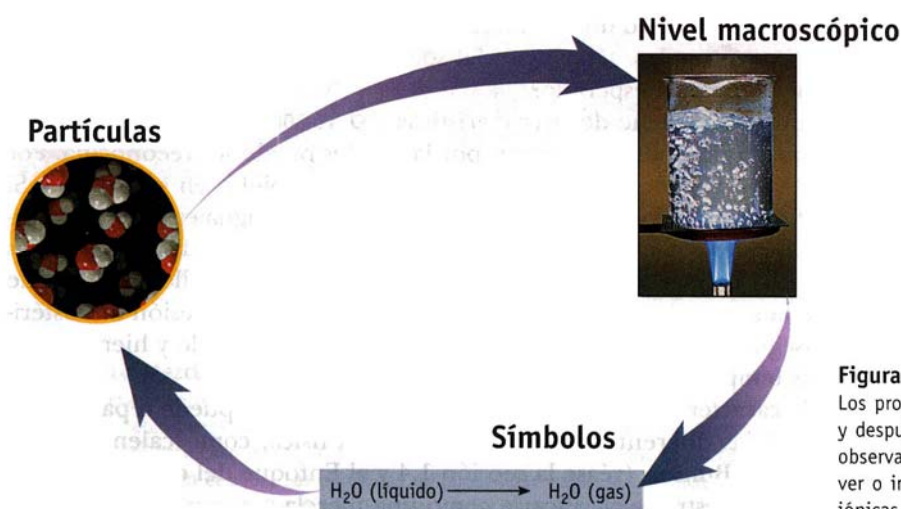
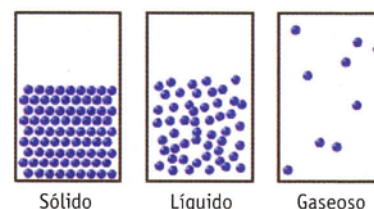
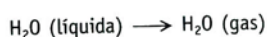


Figura 1.9 La química, una matriz de conceptos. Los procesos químicos se observan a escala macroscópica y después se intenta representar, mediante símbolos, esas observaciones. Para comprender esos procesos se intenta ver o imaginar lo ocurrido a nivel de partículas (atómicas, iónicas y moleculares). Véase también el Enfoque del capítulo. (Charles D. Winters)

Un enfoque más cercano

Los símbolos en química

Para que otras personas puedan tocar una melodía, el compositor expresa la música en símbolos (notas musicales) que son comprendidos por todos los que se dedican a este arte. Del mismo modo, los químicos transmiten sus observaciones mediante símbolos, a manera de taquigrafía. Por ejemplo, la evaporación de agua puede indicarse como sigue



Aquí H y O son los símbolos de los elementos químicos hidrógeno y oxígeno, respectivamente, y



las moléculas de agua están formadas por átomos de H y O en proporción 2 a 1. La flecha que conecta H_2O (líquida) y H_2O (gas) significa que el agua líquida cambia a vapor de agua.

Los símbolos se emplean ampliamente por conveniencia. Por ejemplo, el símbolo mph significa "millas por hora", o una velocidad de avance. Al cambiar m por k en mph (para obtener kph, o "kilómetros por hora") se obtiene un valor distinto. Una velocidad de 50 mph es aproximadamente 82 kph. Los símbolos que se emplean en química también tienen significado preciso y deben usarse con cuidado. Al cambiar K por H en H_2O (para obtener, K_2O), por ejemplo, se obtiene la fórmula de una sustancia muy distinta.

un microscopio óptico, llegaremos al nivel de las partículas individuales que constituyen la materia, y a las cuales los químicos denominan mundo **submicroscópico**, o al nivel de **partículas** de átomos y moléculas (figura 1.9) [CD-ROM, Pantalla 1.4].

Los químicos se interesan en la estructura de la materia en el nivel de partículas. Los átomos, moléculas y iones no pueden "ser mirados" a simple vista como ocurre en el mundo macroscópico y, sin embargo, son muy reales para los químicos, quienes se imaginan la apariencia de los átomos y cómo pueden unirse para formar moléculas. Crean modelos para representar los átomos y moléculas (véanse las figuras 1.3 y 1.9) y emplean esos modelos para pensar sobre la química y explicar las observaciones que han realizado en el mundo macroscópico.

Se ha dicho que los químicos efectúan experimentos a nivel macroscópico, pero piensan en la química a nivel de partículas. Después, describen sus observaciones mediante "símbolos", letras que representan a los elementos y compuestos que participan. Esta perspectiva será de utilidad para el lector en el estudio de la química. De hecho, uno de nuestros objetivos es ayudarle a realizar estas conexiones (como en la figura 1.9).

Sustancias puras

• Reflexión sobre la materia

¿Cómo decidir si el vaso contiene agua pura?
¿Cuáles son las propiedades físicas y químicas del agua pura?



Pensemos de nuevo en un vaso con agua potable. ¿Cómo se puede saber si el agua es pura (una sola sustancia) o una mezcla de sustancias? Se comienza mediante algunas observaciones simples. ¿Hay material sólido flotando en el líquido? ¿Tiene algún olor, sabor o color inesperado?

Toda sustancia pura tiene dos características [CD-ROM, Pantalla 1.13]. Primero, tiene un conjunto de propiedades únicas por las cuales puede ser reconocida. Por ejemplo, el agua pura es incolora, inodora y no contiene sólidos en suspensión. Si se desea identificar una sustancia de manera conclusiva como agua es necesario examinar sus propiedades con cuidado y compararlas contra las propiedades conocidas del agua pura. El punto de fusión y el de ebullición sirven para ello. Si se puede demostrar que la sustancia se funde a 0°C y hierve a 100°C a presión atmosférica, se puede asegurar que es agua; ninguna otra sustancia se funde y hierve exactamente a estas temperaturas.

La segunda característica de una sustancia pura es que no puede separarse en dos o más sustancias diferentes por ninguna técnica física, como calentamiento con un mechero de Bunsen (véase la sección 1.4 y el Enfoque del capítulo). Si esto fuera cierto, la muestra se clasificaría como una mezcla.

Mezclas: homogéneas y heterogéneas

Una taza de sopa de fideo evidentemente es una mezcla de sólidos y líquidos (figura 1.10). Aquellas mezclas en las cuales se detecta una textura desigual en el material se llaman **heterogéneas**. Quizá tengan apariencia totalmente uniforme, pero al examinarlas de cerca ya no la tienen. Por ejemplo, la sangre quizá parezca heterogénea hasta examinarla al microscopio donde se observarán los glóbulos rojos y blancos (figura 1.10b). La leche parece tener textura homogénea a simple vista, pero la magnificación revela glóbulos de grasa y proteína en el líquido. En una mezcla heterogénea, las propiedades de una región difieren de las de otra región y las propiedades difieren de una muestra a otra.

Una **mezcla homogénea** es completamente uniforme al nivel de partículas y consta de una o más sustancias en la misma fase (figura 1.10c). Sin importar cuánto se amplifique, la mezcla homogénea tendrá las mismas propiedades en todas sus regiones.

La composición de una mezcla homogénea es la misma en toda la muestra. Este tipo de mezclas a menudo se llaman **soluciones**; algunos ejemplos comunes son el aire (que es principalmente una mezcla de nitrógeno y oxígeno gaseosos), la gasolina (una mezcla de compuestos que contienen carbono e hidrógeno llamados hidrocarburos) o un refresco no abierto.

Cuando una mezcla se separa en sus componentes puros, se dice que los componentes se **purifican** (figura 1.11). Sin embargo, los esfuerzos de separación generalmente no se completan en un solo paso, y la repetición del proceso casi siempre dará una sustancia cada vez más pura. Por ejemplo, se pueden separar las partículas de tierra del agua por filtración (véase la figura 1.11a) [CD-ROM, Pantalla 1.14]. Cuando el agua pasa por un filtro, éste retira muchas de las partículas en suspensión. La repetición de las filtraciones permitirá obtener agua cada vez más pura. Este proceso de purificación emplea una propiedad de la mezcla, su claridad, como medida del grado de purificación. Cuando se obtiene una mezcla perfectamente clara de agua se asume que se han retirado de ella todas las partículas de tierra.

• Compuestos y mezclas de elementos

¿Cuál es la diferencia?

Recuerde que hay una diferencia entre una mezcla de elementos y un compuesto formado de los mismos elementos (página 13). Por ejemplo, una muestra de cobre y azufre puede tener cualquier composición; pero un compuesto formado por estos elementos tiene un átomo de Cu por cada átomo de S (CuS).

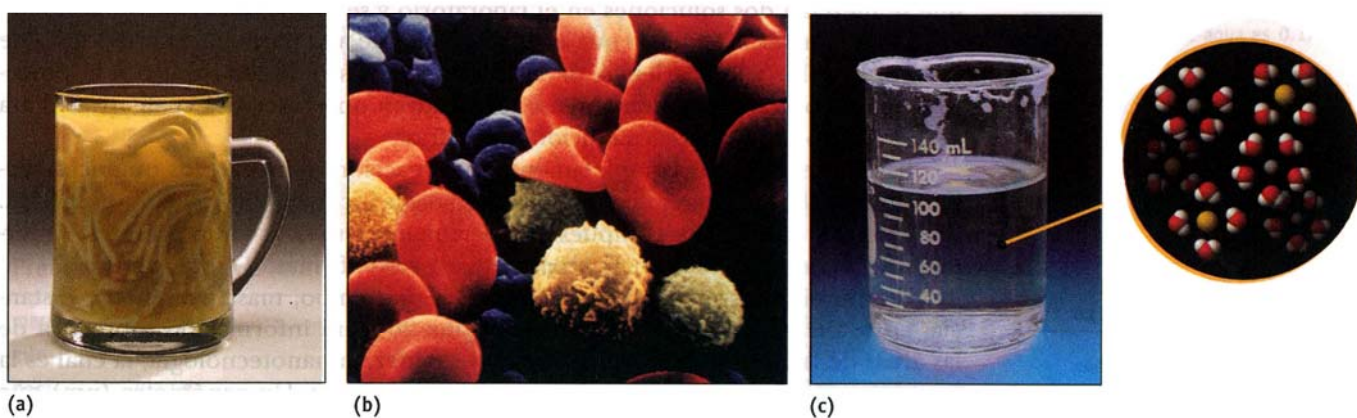


Figura 1.10 Mezclas. (a) Una taza de sopa de fideo constituye una mezcla heterogénea. (b) Una muestra de sangre puede verse homogénea, pero al examinarla bajo el microscopio óptico se verá que, de hecho, es una mezcla heterogénea de líquidos y partículas en suspensión (células sanguíneas). (c) Una solución homogénea, en este caso de sal en agua. (En el modelo se muestra que la sal consta de partículas separadas (iones) en el agua. Las partículas no pueden ser vistas con el microscopio óptico.

(a, c, Charles D. Winters; b, Dec Breger/Science Source/Photo Researchers, Inc.)

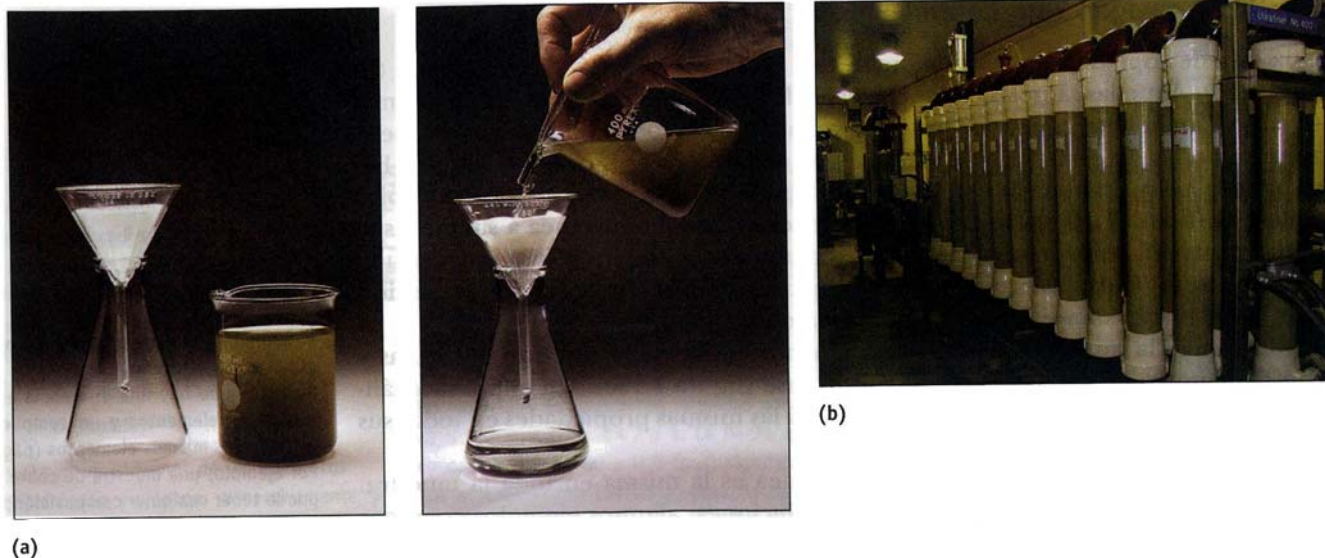


Figura 1.11 Purificación del agua por filtración. (a) Montaje de laboratorio. El agua sucia de un vaso de precipitado se hace pasar por un papel filtro que elimina el lodo y la tierra. (b) En una planta para tratamiento de agua se emplea la filtración para retirar las partículas en suspensión en el agua. (a, Charles D. Winters; b, Littleton, Massachusetts, Vista de la instalación de tanques para tratamiento de hierro y manganeso)



Mezclas homogéneas y heterogéneas. ¿Qué mezcla es homogénea? Véase el ejercicio 1.7. (Charles D. Winters)

Ejercicio 1.7 Mezclas y sustancias puras

La foto al margen muestra mezclas en los vasos de precipitados. ¿Cuál de ellas es homogénea y cuál es heterogénea? ¿Cuál de ellas es una solución?

1.6 UNIDADES DE MEDICIÓN

En química es necesario observar reacciones químicas y cambios físicos. Suponga que se mezclan dos soluciones en el laboratorio y se forma un sólido amarillo dorado, que por ser más denso que el agua descende a la parte inferior del tubo de ensayo. El color y la apariencia de las sustancias, si se empleó calor o si el proceso ocurrió con rapidez o lentamente, constituyen observaciones **cuantitativas**. Para realizarlas no se requieren mediciones ni cifras.

Para entender más completamente una reacción química, los químicos suelen realizar observaciones **cuantitativas**, las cuales incluyen información numérica. Por ejemplo, cuando dos compuestos reaccionan entre sí, ¿cuánto producto se forma? ¿Se desprende calor en el proceso? y, en caso afirmativo, ¿qué cantidad?

En química, las mediciones cuantitativas de tiempo, masa, volumen y distancia, entre otras, son frecuentes. En la página 26 leerá información sobre una de las áreas de la ciencia que avanza con más rapidez, la nanotecnología, la cual es la creación y el estudio de la materia a escala nanométrica. Un nanómetro (nm) que equivale a 1×10^{-9} m (metros), es una dimensión común en química y biología. Por ejemplo, una molécula típica general sólo mide 1 nm de ancho, y una bacteria mide en forma aproximada 1 000 nm de largo.

La comunidad científica ha elegido una versión modificada del **sistema métrico** como sistema estándar para registrar y reportar las mediciones [CD-ROM, Pantallas 1.15 y 1.16]. Este sistema decimal, que se emplea internacionalmente en ciencias, se

Objetivos del capítulo • Repaso

- Reconocer los elementos, átomos, compuestos y moléculas.
- Identificar las propiedades y los cambios físicos y químicos.
- Aplicar la teoría cinético-molecular a las propiedades de la materia.
- Usar correctamente las unidades métricas y las cifras significativas.

Tabla 1.2 • Algunas unidades fundamentales del SI

Propiedad medida	Nombre de la unidad	Abreviatura
Masa	kilogramo	kg
Longitud	metro	m
Tiempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de la sustancia	mole	mol
Corriente eléctrica	ampere	A

llama Sistema Internacional de Unidades (Système International d'Unités) y se abrevia SI.

Todas las unidades SI se derivan de unidades fundamentales, algunas de las cuales se incluyen en la tabla 1.2. Las cantidades mayores y más pequeñas se expresan agregando prefijos adecuados a la unidad fundamental (tabla 1.3). Por ejemplo, las distancias de las carreteras se dan en kilómetros y 1 kilómetro (km) es exactamente 1 000 m (1×10^3 m). En química, la longitud a menudo se da en subdivisiones del metro: centímetros (cm) o milímetros (mm). El prefijo "centi" significa 1/100, de modo que 1 centímetro es 1/100 de un metro ($1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2}$ m); 1 milímetro es 1/1 000 de un metro ($1 \text{ mm} = 1 \times 10^{-3}$ m). A escala atómica, las dimensiones a menudo se dan en nanómetros ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9}$ m) o picómetros ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12}$ m).

1.7 USO DE LA INFORMACIÓN NUMÉRICA

Como parte de este curso de química, para preparar materiales en el laboratorio requerirá de algunos cálculos [CD-ROM, Pantalla 1.17]. Recopilará datos numéricos y los empleará para calcular un resultado, y observará correlaciones entre conjuntos de datos. En esta sección describimos algunos cálculos comunes y la manera correcta de manejar la información cuantitativa.

Longitud

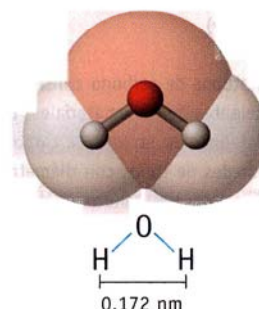
Suponga que se desea encontrar la densidad de un pedazo rectangular de aluminio en unidades de gramos por centímetro cúbico (g/cm^3). Como la densidad es la relación entre la masa y el volumen, será necesario medir la masa y determinar



Análisis cualitativo y cuantitativo.

Al mezclar dos sustancias conocidas, se forma una nueva sustancia.

Observaciones cualitativas: sólido, amarillento y esponjoso. *Observaciones cuantitativas:* masa de sólido formada. (Charles D. Winters)



La distancia entre los dos átomos de H en una molécula de agua es 0.172 nm o 172 pm.

Tabla 1.3 • Prefijos selectos que se emplean en el sistema métrico

Prefijo	Abreviatura	Significado	Ejemplo
mega-	M	10^6	1 megatón = 1×10^6 tons
kilo-	k	10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	10^{-1}	1 decímetro (dm) = 1×10^{-1} m
centi-	c	10^{-2}	1 centímetro (cm) = 1×10^{-2} m
mili-	m	10^{-3}	1 milímetro (mm) = 1×10^{-3} m
micro-	μ	10^{-6}	1 micrómetro (μm) = 1×10^{-6} m
nano-	n	10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

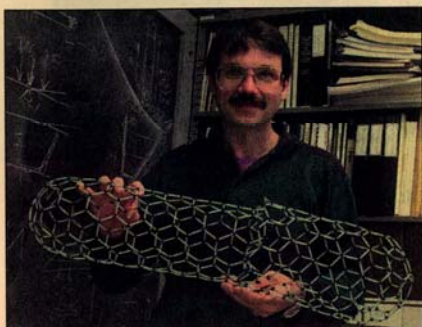
● Factores de conversión comunes

1 kg = 1 000 g
 1×10^9 nm = 1 m
 1×10^{12} pm = 1 m
 10 dm = 1 m
 100 cm = 1 m
 1 000 m = km

Perspectiva actual

¡Es un nanomundo!

El nanómetro es un milmillonésimo de metro, una dimensión en el ámbito de los átomos y moléculas: ocho átomos de oxígeno colocados en fila abarcan una distancia de 1 nm, aproximadamente. La nanotecnología constituye uno de los campos de mayor avance en la ciencia actual, porque los materiales que tienen estas dimensiones (nanomateriales) pueden tener propiedades singulares.



Profesor Alex Zettl de la universidad de California en Berkeley, mostrando un modelo de un nanotubo de carbono. (Laboratorio Lawrence Berkeley)

Los nanotubos de carbono constituyen ejemplos excelentes de nanomateriales. Éstos son redes cristalinas de átomos de carbono que forman las paredes de tubos con diámetros de algunos nanómetros. Los nanotubos de carbono son por lo menos 100 veces más fuertes que el acero, pero sólo tienen un sexto de su densidad. Además, conducen el carbón y la electricidad mucho mejor que el cobre. De modo que los nanotubos podrían usarse en diminutos dispositivos conductores de alta resistencia. Recientemente, se han puesto átomos de potasio en los nanotubos de carbono para que conduzcan la electricidad aún mejor, e inclusive

desde hace muy poco tiempo se han colocado refuerzos de tamaño molecular en ellos deslizando un nanotubo dentro de otro.



Macizo de nanotubos de carbono. Cada tubo tiene un diámetro de 1.4 nm, y el macizo tiene 10-20 nm de espesor. (P. Nikolaev, Universidad de Rice, Centro de ciencias y tecnologías a escala nanométrica)

Sin duda, los nanomateriales no son nuevos. En el siglo pasado las compañías llanteras reforzaron los neumáticos agregando partículas de tamaño nanométrico llamadas negro de humo al hule.

La microscopía de fuerza atómica (AFM, por sus siglas en inglés) se está transformando en una importante herramienta en química y física. Una sonda diminuta, a menudo una barbilla de nanotubo de carbono, se desliza sobre la superficie de una sustancia e interacciona con las moléculas individuales. El barrido de una superficie de silicio permitió obtener la imagen que se muestra en la parte superior de la siguiente columna.

Una meta de los nanotecnólogos es construir máquinas o instrumentos a nivel nanométrico. Como demostración, los científicos de IBM han construido un dispositivo con ocho

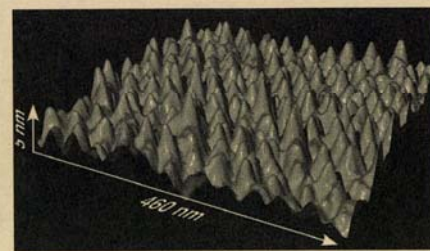
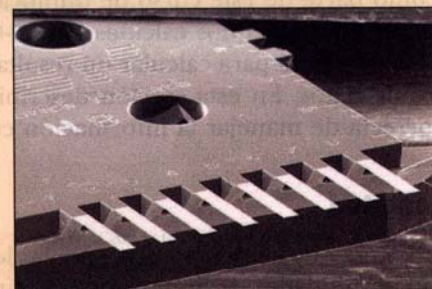


Imagen AFM de "nanopromontorios" en una superficie de silicio. El espacio promedio entre los nanopromontorios es de 38 nm, o sea, aproximadamente 160 átomos de silicio. El ancho promedio del nanopromontorio es de 25 nm, o sea, 100 átomos de silicio. (Melissa A. Hines/Universidad de Cornell)

cantilevers, cada uno de ellos con una sonda AFM. Cada sonda está recubierta con una corta cadena de ADN. Cuando estas sondas pasan sobre la superficie de una muestra de ADN ocurren interacciones. Los investigadores esperan emplear esto para identificar las diminutas diferencias en las muestras de ADN, que pueden ser importantes para detectar ciertas enfermedades o efectuar tratamientos.



Dispositivo "cantilever" con ocho sondas AFM. Cada sonda mide 500 μm de largo. (Laboratorio de Investigación IBM Zurich)

el volumen de la pieza. Los datos al margen fueron recopilados en el laboratorio. Para encontrar el volumen de la muestra de aluminio en centímetros cúbicos se multiplica su longitud por el ancho y su espesor. Sin embargo, primero es preciso asegurarse de que todas las medidas estén en las mismas unidades, es decir, hay que transformar el espesor en centímetros. Reconociendo que hay 10 mm en 1 cm, el espesor es 0.31 cm.

$$3.1 \text{ mm} \times \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} = 0.31 \text{ cm}$$

• Factores de conversión

Los factores de conversión para las unidades del SI se dan en el apéndice C y en la contraportada del libro.

Una vez que todas las dimensiones se encuentran en las mismas unidades, se puede calcular el volumen y después la densidad:

$$\text{Longitud} \times \text{ancho} \times \text{espesor} = \text{volumen}$$

$$6.45 \text{ cm} \times 2.50 \text{ cm} \times 0.31 \text{ cm} = 5.0 \text{ cm}^3$$

$$\text{Densidad} = \frac{13.56 \text{ g}}{5.0 \text{ cm}^3} = 2.7 \text{ g/cm}^3$$

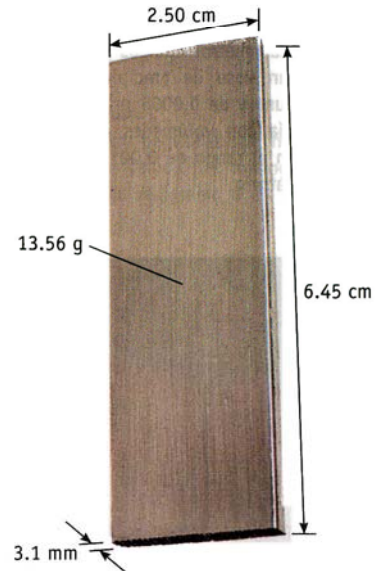
El **análisis dimensional**, un método que se explica más ampliamente en el apéndice A y se emplea en todo el libro, es útil para resolver problemas matemáticos. Este método se empleó en la ecuación anterior para transformar 3.1 mm a su equivalente en centímetros. Multiplicamos el número que deseábamos transformar (3.1 mm) por un **factor de conversión** (en este caso, 1 cm/10 mm) para producir el resultado en la unidad deseada (0.31 cm). Las unidades se manejan como números y como la unidad “mm” estaba tanto en el numerador como en el denominador, al dividir una entre otra se obtuvo el cociente de 1. Se dice que las unidades se cancelan. En este caso, la respuesta queda en centímetros, que es la unidad deseada.

Un factor de conversión expresa la equivalencia de una medición en dos unidades diferentes (1 cm \equiv 10 mm; 1 g \equiv 1 000 mg; 12 huevos \equiv docena). Como el numerador y el denominador describen la misma cantidad, el factor es equivalente al número 1. Por lo tanto, multiplicar por este factor no cambia la cantidad medida, sólo las unidades. El factor de conversión siempre se escribe para que tenga la forma de “nuevas unidades divididas por unidades del número original”.

$$\begin{array}{ccc} \text{Número de la unidad original} & \left[\frac{\text{nueva unidad}}{\text{unidad original}} \right] = & \text{nuevo número en la nueva unidad} \\ \uparrow & \underbrace{\hspace{2cm}} & \uparrow \\ \text{Cantidad que se expresará en las} & \text{Factor de conversión} & \text{Cantidad expresada ahora en las nuevas} \\ \text{nuevas unidades} & & \text{unidades} \end{array}$$

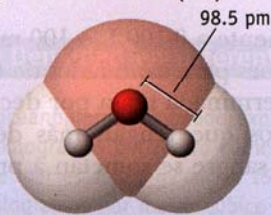
• Determinación de la densidad del aluminio

Medición	Datos recopilados
Masa de aluminio	13.56 g
Longitud	6.45 cm
Ancho	2.50 cm
Espesor	3.1 mm



Ejemplo 1.2 Distancias a escala molecular

Problema • La distancia entre el átomo de O y un átomo de H en una molécula de agua es 98.5 pm. ¿A cuánto equivale esta distancia en metros? ¿Y en nanómetros (nm)?



Estrategia • Se puede resolver este problema conociendo el factor de conversión entre las unidades que se dan en el enunciado (picómetros) y las unidades del resultado que se desea (metros o nanómetros). En la tabla 1.3 no hay conversión directa de nanómetros a picómetros, pero hay relaciones entre metros y picómetros y entre metros y nanómetros (véase la tabla 1.3). Por lo

tanto, primero convertimos picómetros a metros y después metros a nanómetros.

$$\text{Picómetros} \xrightarrow{\times \frac{\text{m}}{\text{pm}}} \text{Metros} \xrightarrow{\times \frac{\text{nm}}{\text{m}}} \text{Nanómetros}$$

Solución • Empleando los factores de conversión adecuados (1 pm = 1×10^{-12} m y 1 nm = 1×10^{-9} m), tenemos que

$$98.5 \text{ pm} \cdot \frac{1 \times 10^{-12} \text{ m}}{1 \text{ pm}} = 9.85 \times 10^{-11} \text{ m}$$

$$9.85 \times 10^{-11} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = 9.85 \times 10^{-2} \text{ nm}$$

$$\text{o } 0.0985 \text{ nm}$$

Comentario • Observe cómo se cancelan las unidades para dejar una respuesta cuya unidad es la del numerador del factor de conversión.

Ejercicio 1.8 Interconversión de unidades de longitud

Las páginas de un libro de texto típico miden 25.3 cm de largo y 21.6 cm de ancho. ¿Cuál es su longitud en metros? ¿En milímetros? ¿Cuál es el área de la página en centímetros cuadrados? ¿Y en metros cuadrados?

Ejercicio 1.9 Uso de la densidad

Una hoja de platino es un cuadrado de 2.50 cm en cada lado, con masa de 1.656 g. La densidad del platino es 21.45 g/cm³. ¿Cuál es el espesor de la hoja de platino en milímetros?

• **Elección de unidades de volumen**

Si se emplean metros cúbicos para medir el volumen, un vaso de precipitados común tendría volumen de 0.0006 m³ y a menudo se trabajaría con volúmenes de productos químicos en el rango de 0.001 m³ o menos en el laboratorio.

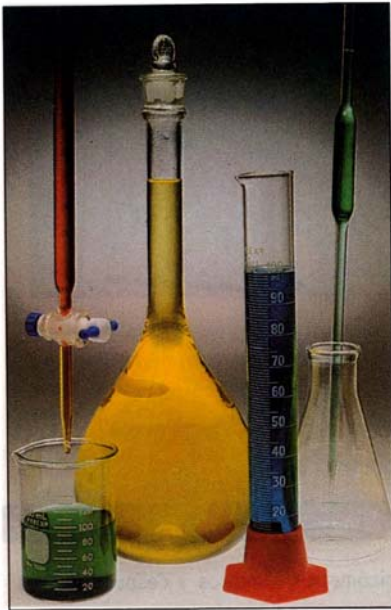


Figura 1.12 Material de vidrio comúnmente usado en el laboratorio. El volumen está marcado en unidades de mililitros (mL). Recuerde que 1 mL equivale a 1 cm³. (Charles D. Winters)

Volumen

Los químicos a menudo manejan sustancias en material de vidrio, como vasos de precipitados, matraces, pipetas, probetas graduadas y buretas, las cuales están marcadas en unidades de volumen (figura 1.12). La unidad de volumen del SI es el metro cúbico (m³), la cual es demasiado grande para uso cotidiano en el laboratorio. Por lo tanto, los químicos generalmente emplean el **litro**, que se representa por el símbolo **L**. Un cubo con aristas iguales a 10 cm (0.1 m) tiene un volumen de 10 cm × 10 cm × 10 cm = 1000 cm³ (o 0.001 m³). Esto se define como 1 litro.

$$1 \text{ litro (L)} = 1\,000 \text{ mL} = 1\,000 \text{ cm}^3$$

El litro es una unidad que se emplea convenientemente en el laboratorio y también el mililitro (mL). Como hay exactamente 1 000 mL, y 1 000 cm³ en un litro, esto significa que

$$1 \text{ cm}^3 = 0.001 \text{ L} = 1 \text{ mililitro (1 mL)}$$

Las unidades *mililitro* y *centímetro cúbico* (o "cc") son *intercambiables*. Por lo tanto, un matraz que contiene exactamente 125 mL tiene un volumen de 125 cm³.

$$125 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ cm}^3} = 0.125 \text{ L}$$

Aunque no es ampliamente usado en Estados Unidos, el decímetro cúbico (dm³) es una unidad común en el resto del mundo. Una longitud de 10 cm se llama decímetro (dm) porque es 1/10 de metro. Como por definición un cubo de 10 cm de arista tiene un volumen de un litro, *un litro es equivalente a un decímetro cúbico*: 1 L = 1 dm³. En Europa y otras partes del mundo los productos se venden por decímetro cúbico.

El *decilitro* (dL), que equivale exactamente a 0.100 L o 100 mL, es ampliamente usado en medicina. Por ejemplo, las normas para cantidades de contaminantes ambientales a menudo se indican como determinada masa por decilitro. El estado de Massachusetts recomienda que los niños que tengan más de 10 microgramos (10 × 10⁻⁶ g) de plomo por decilitro de sangre se sometan a pruebas de intoxicación por plomo.

Ejemplo 1.3 Unidades de volumen

Problema • Un vaso de precipitado de laboratorio tiene volumen de 0.6 L. ¿Cuál es su volumen en centímetros cúbicos (cm³), mililitros (mL), y decilitros (dL)?

Estrategia • La relación entre litros y centímetros cúbicos es 1 L = 1 000 cm³. Por lo tanto, se debe multiplicar 0.6 L por el factor de conversión (1 000 cm³/L). Las unidades de L se cancelan para dar una respuesta en cm³. El decilitro equivale a 0.100 L o 100 mL.

Solución •

$$0.6 \text{ L} \cdot \frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} = 600 \text{ cm}^3$$

Como los centímetros cúbicos son equivalentes a los mililitros, también podemos decir que el volumen del vaso de precipitado es de 600 mL. En decilitros, el volumen es

$$600 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ dL}}{100 \text{ mL}} = 6 \text{ dL}$$

Ejercicio 1.10 Volumen

- (a) Una botella de vino normal tiene un volumen de 750 mL. ¿A cuántos litros equivale esto? ¿A cuántos decilitros?
- (b) Un galón estadounidense equivale a 3.7865 L. ¿Cuántos litros contiene un cartón de leche de 2.0 qt? (Recuerde que un galón contiene 4 qt.) ¿Cuántos decímetros cúbicos?

Masa

Para determinar la densidad de un pedazo de aluminio (páginas 26-27), fue necesario conocer su masa. La masa de un cuerpo es la medida fundamental de la cantidad de materia que contiene, y la unidad de masa en el SI es el kilogramo (kg). Las masas más pequeñas se expresan en gramos (g) o miligramos (mg) (véase la tabla 1.3).

$$1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1\,000 \text{ mg}$$

• **Microgramos**

Las masas muy pequeñas con frecuencia se dan en microgramos. Un microgramo (μm) es 1/1 000 de miligramo o un millonésimo de gramo.

Ejemplo 1.4 Masas en kilogramos, gramos y miligramos

Problema • Un nuevo cuarto estadounidense tiene masa de 5.59 g. Expresa esta masa en kilogramos y miligramos.

Estrategia • En este caso, la relación entre la unidad de la respuesta que se desea y la unidad del enunciado es $1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$ y $1\,000 \text{ mg} = 1 \text{ g}$. Se multiplica la masa en gramos por un factor de conversión que tiene la forma "(unidades de la respuesta/unidades del enunciado)."

Solución •

$$5.59 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} = 5.59 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

$$5.59 \text{ g} \cdot \frac{1\,000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 5.59 \times 10^3 \text{ mg}$$

Ejemplo 1.5 Densidad en diferentes unidades

Problema • Los oceanógrafos a menudo expresan la densidad del agua de mar en kilogramos por metro cúbico. Si la densidad del agua de mar es 1.025 g/cm^3 a 15°C , ¿cuál es su densidad en kilogramos por metro cúbico?

Estrategia • Para simplificar este problema, se descompone en tres pasos. Primero se transforman los gramos en kilogramos y después se convierten los centímetros cúbicos a metros cúbicos. Por último, la densidad se calcula dividiendo la masa en kilogramos entre el volumen en metros cúbicos.

Solución • Primero se convierte la masa en gramos a kilogramos.

$$1.025 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} = 1.025 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

si se eleva al cubo (a la tercera potencia) la relación entre el metro y el centímetro se puede obtener un factor de conversión.

$$1 \text{ cm}^3 \left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \right)^3 = 1 \text{ cm}^3 \left(\frac{1 \text{ m}^3}{1 \times 10^6 \text{ cm}^3} \right) = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

Por lo tanto, la densidad del agua de mar es

$$\text{Densidad} = \frac{1.025 \times 10^{-3} \text{ kg}}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 1.025 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$$

En nuestras tablas no hay un factor de conversión para cambiar directamente centímetros cúbicos a metros cúbicos. Sin embargo,

Ejercicio 1.11 Masa y densidad

- (a) La masa de aspirina en una tableta normal es 325 mg. ¿Cuánto es su masa en gramos? Y ¿en kilogramos?
- (b) La densidad del oro es $19\,320\text{ kg/m}^3$. ¿A cuánto equivale esta densidad en g/cm^3 ?
- (c) La densidad del platino es 21.450 g/cm^3 . ¿Qué masa, en gramos, tiene un pedazo de un cilindro de platino de 3.0 cm de largo con diámetro de 5.0 mm?

Cómo se realizan las mediciones: precisión, exactitud y error experimental

La **precisión** de una medición indica cuánto concuerdan varias determinaciones de una misma cantidad. Esto se ilustra por el resultado de tirar dardos a una diana (figura 1.13). En la figura 1.13a aparentemente la persona que tira los dardos no es diestra (o lanzó los dardos desde mucha distancia) y la precisión de su colocación en la diana es baja. En la figura 1.13b los dardos se encuentran muy juntos, lo que indica mayor consistencia por parte del tirador, es decir, mayor precisión.

Sugerencias para resolver problemas 1.2**Uso de la notación científica**

El número 0.001 o $1/1\,000$ se escribe como 1×10^{-3} . Esta notación (llamada científica o exponencial) se emplea en todo el libro y se explica más ampliamente en el apéndice A. La notación científica permite manejar fácilmente números muy grandes o muy pequeños.

Aprenda a usar su calculadora para resolver problemas con números exponenciales. Al escribir un número como 1.23×10^{-4} en la calculadora, primero se escribe 1.23 y después se presiona la tecla marcada EE o EXP (o algo similar). Así se introduce la parte " $\times 10$ " de la notación. Se completa la entrada indicando el exponente del número, -4 . (Para cambiar la forma exponencial

de $+4$ a -4 , es necesario oprimir la tecla "+/-".) En la calculadora, el número 8×10^3 aparecerá como una de las imágenes que se muestran en las figuras (dependiendo del modelo y del fabricante).

Un error común de los estudiantes es teclear 1.23, y después presionar la tecla de multiplicación (\times) e introducir el 10 antes de oprimir EE o EXP seguida de -4 . Así se obtiene una cifra 10 veces más grande. ¡Intente lo siguiente! Experimente con su calculadora hasta estar seguro de que ha introducido los datos de manera correcta. Véanse los tutoriales de la pantalla 1.17 en los CD de *Química General Interactiva*, versión 3.0.



(a)

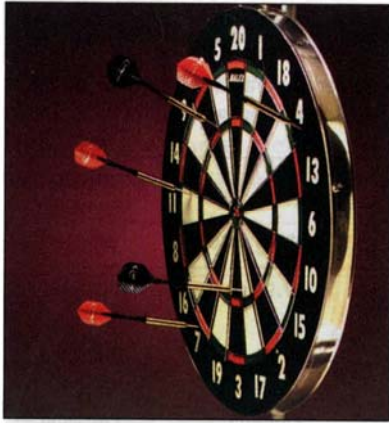
(Charles D. Winters)



(b)



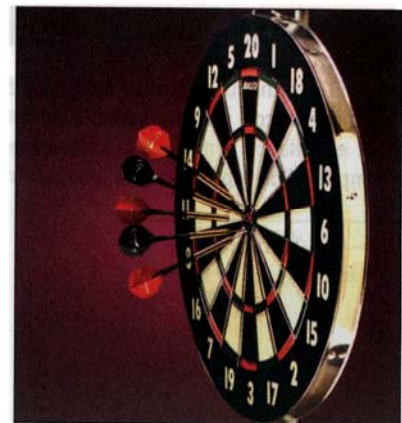
(c)



(a) Mala precisión y mala exactitud



(b) Buena precisión y mala exactitud



(c) Buena precisión y buena exactitud

Figura 1.13 Precisión y exactitud. (Charles D. Winters)

La **exactitud** es la concordancia de la medición con el valor aceptado de la cantidad. En la figura 1.13c se muestra que el tirador tuvo tanta exactitud como precisión: todos los tiros son cercanos a la posición adecuada, el centro de la diana.

En la figura 1.13b se ve que es posible ser preciso sin ser exacto; el tirador de manera consistente lanzó hacia un sitio distinto al centro, aunque todos los dardos se encuentran agrupados precisamente en torno a un mismo punto sobre la diana. Esto es análogo a un experimento con algún error (ya sea de diseño o en un dispositivo de medición) que ocasiona que todos los resultados difieran del valor correcto por la misma cantidad.

La precisión de una medición a menudo se expresa mediante la **desviación promedio** (véase el ejemplo 1.6). Es decir, se calcula la diferencia entre cada resultado experimental y el resultado promedio. Se obtiene un promedio de estas diferencias expresando a cada una como cantidad positiva y los resultados del experimento se reportan como el valor promedio más o menos (\pm) la desviación promedio.

¿Quién determina lo “aceptable” para saber si un resultado es exacto? En el caso de la masa, por ejemplo, los laboratorios nacionales de varios países tienen un kilogramo masa estándar. En Estados Unidos, el laboratorio es el del Instituto nacional de normas y tecnología (National Institute for Standards and Technology, NIST, por sus siglas en inglés) y la balanza del laboratorio de su escuela probablemente fue certificada por su fabricante contra masas estándar del NIST. En general, los científicos establecen como norma de exactitud cualquier resultado que haya sido determinado de manera reproducible en diversos laboratorios.

Cuando se mide una cantidad en el laboratorio, quizá se necesite reportar el error en el resultado, es decir, la diferencia entre el resultado y el valor aceptado

$$\text{Error} = \text{valor determinado experimentalmente} - \text{valor aceptado}$$

o mediante el **error porcentual**.

$$\text{Error porcentual} = \frac{\text{error en la medición}}{\text{valor aceptado}} \times 100\% \quad (1.3)$$

● NIST

Instituto nacional de normas y tecnología (National Institute for Standards and Technology, NIST) constituye la fuente más importante de normas empleadas en ciencia. Visite <http://www.nist.gov>.

Ejemplo 1.6 Exactitud y precisión

Problema • El estudiante A realiza cuatro mediciones del diámetro de una moneda con una herramienta de precisión llamada micrómetro. El estudiante B mide la misma moneda con una regla de plástico simple. Ellos reportan los siguientes resultados:

Estudiante A	Estudiante B
28.246 mm	27.9 mm
28.244	28.0
28.246	27.8
28.248	28.1

Calcule el valor promedio y la desviación promedio para cada conjunto de datos.

Estrategia • Para cada conjunto de valores se calcula el promedio de los resultados, la desviación de cada resultado respecto al promedio y la desviación promedio.

Solución • Se obtiene el promedio para cada conjunto de datos sumando los cuatro valores y dividiendo entre 4.

Estudiante A	Desviación del promedio	Estudiante B	Desviación del promedio
28.246 mm	0.000	27.9 mm	0.1
28.244	0.002	28.0	0.0
28.246	0.000	27.8	0.2
28.248	0.002	28.1	0.1
Promedio = 28.246	Promedio = 0.001	Promedio = 28.0	Promedio = 0.1

El estudiante A reportaría los resultados experimentales como 28.246 ± 0.001 , mientras que el B reportaría 28.0 ± 0.1 . Los resultados del estudiante A son más precisos.

Ejemplo 1.7 Error, precisión y exactitud

Problema • Suponga que la moneda descrita en el ejemplo 1.6 tiene un diámetro "aceptado" de 28.054 mm. ¿Cuáles son los errores experimentales de los estudiantes A y B? ¿Cuál es más exacto?

Estrategia • El error es la diferencia entre los valores experimentales y aceptados. El resultado más exacto es aquel con error más pequeño.

Solución •

$$\text{Estudiante A: Error} = 28.246 \text{ mm} - 28.054 \text{ mm} = +0.192$$

$$\text{Estudiante B: Error} = 28.0 \text{ mm} - 28.1 \text{ mm} = -0.1$$

Los resultados del estudiante B fueron más exactos.

Comentario • Observe que los resultados del estudiante A fueron más precisos, pero los resultados del B fueron más exactos.

Ejercicio 1.12 Error, precisión y exactitud

Dos estudiantes miden el punto de congelación de un líquido desconocido. El estudiante A empleó un termómetro normal de laboratorio calibrado en unidades de 0.1°C . El estudiante B empleó un termómetro certificado por el NIST y calibrado en 0.01°C . Obtuvieron los siguientes resultados:

$$\text{Estudiante A: } -0.3^\circ\text{C}; 0.2^\circ\text{C}; 0.0^\circ\text{C}; \text{ y } -0.3^\circ\text{C}$$

$$\text{Estudiante B: } 273.13 \text{ K}; 273.17 \text{ K}; 273.15 \text{ K}; \text{ y } 273.19 \text{ K}$$

Calcule el valor promedio y la desviación promedio para cada estudiante. Si el líquido desconocido es agua, calcule el error de cada estudiante. ¿Qué estudiante obtuvo valores más precisos? ¿Cuál tuvo el menor error?

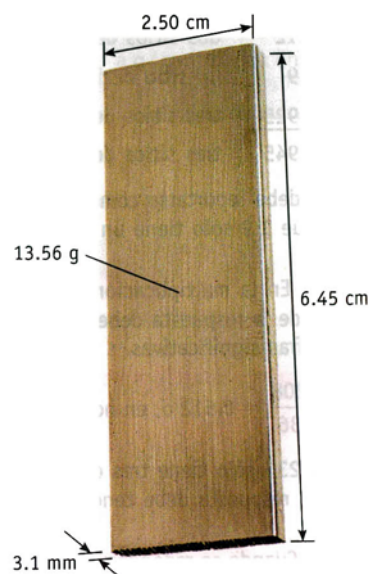
Cifras significativas

En la mayoría de los experimentos es necesario realizar varios tipos de mediciones y algunas pueden realizarse con mayor precisión que otras. Por sentido común, el resultado obtenido de estos datos no puede ser más preciso que la información

menos precisa incluida en los cálculos. En este punto es donde se aplican las reglas para **cifras significativas**.

Considere de nuevo el cálculo de la densidad del aluminio descrito en las páginas 26-27. La masa y las dimensiones se determinaron por técnicas estándar. Todos estos números tienen dos dígitos a la derecha del decimal, pero tienen distinto número de cifras significativas.

Medición	Datos recopilados	Cifras significativas
Masa del aluminio	13.56 g	4
Longitud	6.45 cm	3
Ancho	2.50 cm	3
Espesor	3.1 mm	2



La cantidad 0.31 cm tiene dos cifras significativas. Es decir, el 3 de 0.31 es exactamente cierto, pero el 1 se desconoce con exactitud. A menos que se indique lo contrario, la convención estándar que se emplea en ciencias es que el dígito final de un número final es incierto en un grado de ± 1 . En general, *en un número que representa una medición científica se considera que el último dígito de la derecha es inexacto, pero se asume que todos los dígitos diferentes que se encuentran más a la izquierda son exactos*. Esto significa que el grosor del pedazo de aluminio puede ser tan sólo 0.30 o hasta de 0.32 cm.

Al combinar los datos sobre el pedazo de aluminio, la densidad calculada es 2.7 g/cm^3 , un número con dos cifras significativas. Esto se deduce de la declaración anterior de que el resultado calculado no puede ser más preciso que el dato de información menos preciso.

Al efectuar cálculos con cantidades medidas, se siguen reglas simples para que los resultados reflejen la precisión de todas las mediciones realizadas en los cálculos. Las reglas que se emplean en este libro se dan en el recuadro *Un enfoque más cercano* intitulado *Reglas para el uso de cifras significativas*.

Un enfoque más cercano

Reglas para el uso de cifras significativas

Regla 1. Determine el número de cifras significativas de una medición leyendo el número de izquierda a derecha y contando todos los dígitos, comenzando por el primer dígito diferente de cero.

Ejemplo	Número de cifras significativas
1.23	3
0.00123 g	3; los ceros a la izquierda del 1 simplemente indican dónde está ubicado el punto decimal. Para evitar confusiones, escriba los números de este tipo en notación científica; por lo tanto, $0.00123 = 1.23 \times 10^{-3}$.
2.0 y 0.020 g	Ambos tienen dos dígitos significativos. Cuando el número es mayor de 1, <i>todos los ceros a la derecha del punto decimal son significativos</i> . Para un número menor de 1, sólo los ceros a la derecha del primer número significativo son significativos.
100 g	1; en números que no contienen punto decimal, los ceros "a la derecha" pueden o no ser

100 cm/m

$\pi = 3.1415926$

significativos. En este libro se incluye un punto decimal cuando los ceros son significativos. De este modo, 100. representa tres dígitos significativos, mientras que 100 sólo tiene uno. Para evitar confusiones, un método alternativo es escribir los números en notación científica, porque todos los dígitos son significativos en esta notación. De este modo, 1.00×10^2 tiene tres dígitos significativos, mientras que 1×10^2 sólo tiene uno.

Número infinito de dígitos significativos. Esta es una cantidad definida. Las cantidades definidas no limitan el número de cifras significativas en el resultado calculado.

El valor π se conoce con un número mayor de cifras significativas del que puede emplearse en los cálculos.

(continúa)

Un enfoque más cercano

Reglas para el uso de cifras significativas (continuación)

Regla 2. Al sumar o restar números, el número de cifras significativas en la respuesta es igual al número de sitios decimales en el número con menores sitios.

0.12	dos sitios decimales	dos cifras significativas
+1.9	un sitio decimal	dos cifras significativas
<u>+10.925</u>	tres sitios decimales	cinco cifras significativas
12.945	tres sitios decimales	cinco cifras significativas

La suma debe reportarse como 12.9, un número que tiene un decimal porque 1.9 sólo tiene un sitio decimal.

Regla 3. En la multiplicación o división, el número de cifras significativas de la respuesta debe ser el mismo de la cantidad que tenga menos cifras significativas.

$$\frac{0.01208}{0.0236} = 0.512 \text{ o, en notación científica, } 5.12 \times 10^{-1}$$

Como 0.0236 sólo tiene tres dígitos significativos y 0.01208 tiene cuatro, la respuesta debe tener tres dígitos significativos.

Regla 4. Cuando se redondea un número, al último dígito que se conserva se le aumenta una unidad sólo cuando el dígito siguiente es 5 o mayor.

Número completo	Número redondeado con tres dígitos significativos
12.696	12.7
16.349	16.3
18.35	18.4
18.351	18.4



Balanza de laboratorio estándar. Este tipo de balanzas permite determinar la masa de un objeto con precisión de miligramos. De este modo, un objeto puede tener una masa de 13.456 g (13 456 mg, cinco cifras significativas), 0.123 g (123 mg, tres cifras significativas) o 0.072 g (72 mg, dos cifras significativas). (Charles D. Winters)

Ejemplo 1.8 Uso de cifras significativas

Problema • Una estatua de Buda que se encuentra en el Tíbet mide 26 m de alto y está recubierta con 279 kg de oro. Si el oro se aplicó con un espesor de 0.0015 mm, ¿qué área superficial se recubrió (en metros cuadrados)?

Estrategia • Primero es necesario conocer la densidad del oro. La densidad del metal (en kilogramos por metro al cubo) relaciona la masa del oro y el volumen de la cubierta. [En este caso, $d(\text{oro}) = 19\,320 \text{ kg/m}^3$]. Por lo tanto, el volumen del oro es el producto del área recubierta y el espesor (como se explica en la página 27).

Solución • Primero decidimos el número de cifras significativas en cada número.

Número	Número de cifras significativas	Comentarios
279	3	—
0.0015	2	Los dos primeros ceros a la derecha del decimal no son significativos. Regla 1
19 320	4	El cero de la derecha no es significativo. El número no tiene punto decimal. Regla 1

Se emplea la masa del oro y su densidad para calcular el volumen recubierto.

$$\begin{aligned} \text{Volumen del oro (m}^3\text{)} &= 279 \text{ kg} \times \frac{1 \text{ m}^3}{19320 \text{ kg}} \\ &= 1.44 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \end{aligned}$$

En este caso, la respuesta sólo puede tener tres cifras significativas porque 279 sólo tiene tres cifras, mientras que 19 320 tiene cuatro (regla 3).

El siguiente paso es calcular el área recubierta como sigue:

$$\text{Volumen (m}^3\text{)} = \text{Área (m}^2\text{)} \times \text{Espesor (m)}$$

Para obtener el área en unidades de metros cuadrados, es preciso convertir primero el espesor, 0.0015 mm, a metros.

$$\begin{aligned} \text{Espesor (m)} &= 0.0015 \text{ mm} \times \frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} \\ &= 1.5 \times 10^{-6} \text{ m} \end{aligned}$$

Por último, se combinan el volumen y el espesor para calcular el área recubierta.

(continúa)

$$\begin{aligned}\text{Área (m}^2\text{)} &= \frac{\text{Volumen del oro (m}^3\text{)}}{\text{Espesor de la cubierta(m)}} \\ &= \frac{1.44 \times 10^{-2} \text{ m}^3}{1.5 \times 10^{-6} \text{ m}} \\ &= 9.6 \times 10^3 \text{ m}^2 \text{ o } 9\,600 \text{ m}^2\end{aligned}$$

Comentario • La respuesta de la calculadora sería 9.62733×10^3 , pero la respuesta final sólo puede tener dos cifras significativas, como se explica en la regla 2. Además, hay que

reconocer que la respuesta es razonable. La estatua de 26 m de alto es grande, de modo que es razonable decir que está recubierta por una placa de $9\,600 \text{ m}^2$, área ligeramente inferior a la de un campo de fútbol americano o soccer.

Por último, observe que la unidad más común de densidad en química es g/cm^3 , aunque la unidad del SI es kg/m^3 . En otros campos, las tablas de datos químicos dan la densidad en kg/m^3 . Si usted es geólogo u oceanógrafo, por ejemplo, a menudo utilizará densidades en kg/m^3 . Para convertir kg/m^3 a g/cm^3 , divida entre 1000.

Ejercicio 1.13 Uso de cifras significativas

(a) ¿Cuál es la suma y el producto de 10.26 y 0.063?

(b) ¿Cuál es el resultado del siguiente cálculo?

$$x = \frac{(110.7 - 64)}{(0.056)(0.00216)}$$

Una última palabra sobre cifras significativas y cálculos. Al resolver problemas es necesario realizar los cálculos con todos los dígitos que salen en la calculadora y redondear sólo hasta terminar los cálculos. Si se efectúa un redondeo antes de terminar, se pueden introducir errores.

1.8 RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

La química es una ciencia cuantitativa: en ella se realizan mediciones, se recopilan datos y después se buscan patrones en esos datos. Podríamos calcular la cantidad de sustancia que se requiere para una reacción química o, conociendo la densidad de un metal y su identidad, calcular el tamaño de sus átomos. Algunos cálculos de este tipo pueden ser complejos y para nuestros estudiantes es de ayuda seguir un plan definido de ataque, como se ilustra en los ejemplos anteriores y en los ejemplos a lo largo del libro.

Paso 1: Problema Formule el problema; léalo con cuidado.

Paso 2: Estrategia ¿Qué principios clave están involucrados? ¿Qué información se conoce o se desconoce? ¿Qué información permite colocar la pregunta dentro del contexto de la química? Organice la información para ver lo que se requiere y descubra la relación entre los datos que se dan. Intente escribir la información en forma de tabla. Si es información numérica, *asegúrese de incluir las unidades*.

Una de las mayores dificultades para un estudiante de un curso introductorio de química es comprender qué se le pregunta. Intente hacer un diagrama de la situación descrita. Por ejemplo, hicimos un diagrama del pedazo de aluminio cuya densidad deseábamos calcular y colocamos las dimensiones en el dibujo (páginas 26-27).

Desarrolle un plan. ¿Ha resuelto algún problema de este tipo antes? En caso contrario, quizá el problema sea tan sólo una combinación de otros más sencillos que haya resuelto. Divídalo en esos componentes más sencillos. Intente razonar hacia atrás partiendo de las unidades de la respuesta. ¿Qué datos requiere para encontrar una respuesta en esas unidades?

• ¿Quién tiene la razón, usted o el libro?

Si su respuesta a algún problema de este libro no concuerda totalmente con las del apéndice N u O, quizá se deba a que redondeó la respuesta en cada paso y después la empleó en el paso próximo. En este libro se siguen estas convenciones:

- Las respuestas finales a problemas numéricos se obtienen reteniendo la exactitud completa de la calculadora en los cálculos y redondeando sólo al final.
- En los problemas de ejemplo, la respuesta a cada paso se da con el número correcto de cifras significativas para ese paso; pero se emplean todas las cifras de la calculadora para pasar al siguiente paso. El número de cifras significativas de la respuesta final depende del número de cifras significativas en los datos originales.

Paso 3: Solución Ponga en práctica el plan. Escriba con cuidado cada paso del problema, asegúrese de vigilar las unidades de los números. (¿Se cancelan las unidades para dar la respuesta en las unidades deseadas?) *No se salte ningún paso.* No haga nada mentalmente, a excepción de los pasos más sencillos. Los estudiantes a menudo resuelven mal el problema “porque incurrieron en un error tonto”. El instructor (y los autores de libros) también incurren en este tipo de errores y esto es generalmente porque no se dan el tiempo de escribir los pasos del problema con claridad.

Paso 4: Verifique la respuesta Como verificación final, pregúntese si la respuesta es razonable.

Ejemplo 1.9 Resolución de problemas

Problema • Un aceite mineral tiene densidad de 0.875 g/cm^3 . Supongamos que esparce 0.75 g de este aceite sobre la superficie de agua en un plato grande con diámetro de 21.6 cm . ¿Qué espesor tendrá la capa de aceite? Exprese el espesor en centímetros.

Estrategia • A menudo es útil comenzar a resolver problemas de este tipo haciendo una ilustración de la situación.



Esto ayuda a reconocer que para resolver el problema es necesario encontrar el volumen del aceite sobre el agua. Cuando se conozca el volumen podremos determinar su espesor, porque

$$\text{Volumen de la capa de aceite} = \text{espesor de la capa} \times \text{área de la capa de aceite}$$

Por lo tanto, necesitamos dos cosas: a) el volumen de la capa de aceite y b) el área de la capa.

Solución • Primero se calcula el volumen de aceite. Se conoce la masa de la capa de aceite y combinando la masa del aceite con su densidad se obtiene el volumen del aceite empleado.

$$0.75 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{0.875 \text{ g}} = 0.86 \text{ cm}^3$$

A continuación se calcula el área de la capa de aceite. El área es una superficie circular, cuya área se obtiene como sigue:

$$\text{Área} = \pi (\text{radio})^2$$

El radio de la capa de aceite es la mitad de su diámetro ($= 21.6 \text{ cm}$), o sea, 10.8 cm , de modo que

$$\text{Área de la capa de aceite} = (3.142)(10.8 \text{ cm})^2 = 366 \text{ cm}^2$$

Una vez conocido el volumen y el área de la capa de aceite, se puede calcular su espesor.

$$\text{Espesor} = \frac{\text{Volumen}}{\text{Área}} = \frac{0.86 \text{ cm}^3}{366 \text{ cm}^2} = 0.0023 \text{ cm}$$

Estrategia • En el cálculo del volumen, la calculadora indica $0.857143\dots$. El cociente debe tener dos cifras significativas porque 0.75 sólo tiene dos cifras significativas, de modo que el resultado de este paso es 0.86 cm^3 . En el cálculo del área, la calculadora indica $366.435\dots$. La respuesta de este paso sólo debe tener tres cifras significativas, porque 10.8 tiene tres. Al combinar estas cifras, sin embargo, el resultado final sólo puede tener dos cifras significativas.

Ejercicio 1.14 Resolución de problemas

Cierta pintura tiene densidad de 0.914 g/cm^3 . Se necesita cubrir una pared de 7.6 m de largo y 2.74 m de alto con una capa de pintura de 0.13 mm de espesor. ¿Qué volumen de pintura (en litros) se requiere? ¿Cuál es la masa (en gramos) de la capa de pintura?

Resumen

Una vez que termine de estudiar este capítulo, debe comprobar si cumplió con los objetivos de éste. En particular, debe ser capaz de:

- Identificar el nombre de un elemento al ver su símbolo o su símbolo al ver su nombre (sección 1.1).

- Usar los términos *átomo*, *elemento*, *molécula* y *compuesto* de manera correcta (secciones 1.1 y 1.2).
- Identificar las propiedades físicas de la materia y dar algunos ejemplos (sección 1.3).
- Usar la densidad para relacionar el volumen con la masa de una sustancia (secciones 1.3 y 1.7).
- Realizar la conversión de temperaturas entre las escalas Celsius y Kelvin (sección 1.3).
- Entender la diferencia entre propiedades extensivas e intensivas y dar ejemplos (sección 1.3).
- Explicar la diferencia entre cambio físico y químico (sección 1.4).
- Reconocer los diferentes estados de la materia (sólidos, líquidos y gases) e indicar sus características (sección 1.5).
- Entender las ideas fundamentales de la teoría cinético-molecular (sección 1.5).
- Entender la diferencia entre la materia a nivel macroscópico y a nivel de partículas (sección 1.5).
- Aprender la diferencia entre sustancias puras y mezclas y la diferencia entre mezclas homogéneas y heterogéneas (sección 1.5).
- Reconocer y saber emplear los prefijos que modifican las unidades métricas (sección 1.6).
- Usar el análisis dimensional para efectuar conversiones de unidades y otros cálculos (sección 1.7 y apéndice A).
- Saber la diferencia entre precisión y exactitud y cómo calcular el error porcentual (sección 1.7).
- Entender el uso de cifras significativas (sección 1.7).

Términos clave

Sección 1.1

elementos
tabla periódica
átomo

Sección 1.2

compuesto químico
ión
molécula
fórmula química

Sección 1.3

propiedades físicas
densidad
temperatura
escala Celsius
escala Kelvin
cero absoluto
propiedades extensivas
propiedades intensivas

Sección 1.4

cambio físico
cambio químico o reacción química
reactivo
producto
propiedad química
ecuación química

Sección 1.5

estado
teoría cinético-molecular
energía cinética
macroscópico
submicroscópico o a nivel de partículas
mezcla heterogénea
mezcla homogénea
soluciones
purificado

Sección 1.6

cualitativo
cuantitativo
sistema métrico

Sección 1.7

análisis dimensional
factor de conversión
litro
precisión
exactitud
desviación promedio
error porcentual
cifras significativas

Ecuaciones clave

Ecuación 1.1 (página 15)

La densidad es el cociente de la masa de un objeto y su volumen. Generalmente se expresa en unidades de g/cm^3 .

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

Ecuación 1.2 (página 17)

Transformación entre las escalas de temperatura Kelvin y Celsius.

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

Ecuación 1.3 (página 31)

El error porcentual de una medición mide cuánto se desvía la medida respecto del valor aceptado.

$$\text{Error porcentual} = \frac{\text{error en la medición}}{\text{valor aceptado}} \times 100\%$$

Ejercicios y preguntas de estudio

Las preguntas con número azul tienen respuestas en el apéndice O. Véanse los tutoriales de las pantallas 1.8, 1.10, 1.16 y 1.17 en los CD de Química General interactiva.]

Repaso de conceptos importantes

1. El mineral fluorita contiene los elementos calcio y flúor. ¿Cuáles son los símbolos de estos elementos? ¿Cómo describiría la forma de los cristales de fluorita de la foto? ¿Qué dice esto sobre el ordenamiento de los átomos en el cristal?



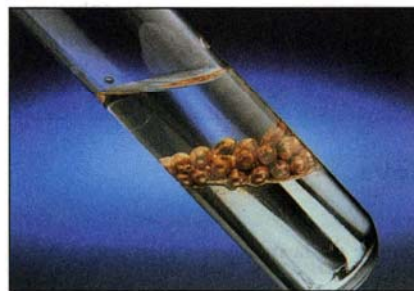
El mineral fluorita es el fluoruro de calcio. (Charles D. Winters)

2. ¿Cuáles son los estados de la materia y cómo difieren uno de otro?
3. Se mezclan pequeñas partículas de hierro con arena (véase la foto siguiente). ¿Se forma una mezcla homogénea o heterogénea? Sugiera un método para separar el hierro de la arena.



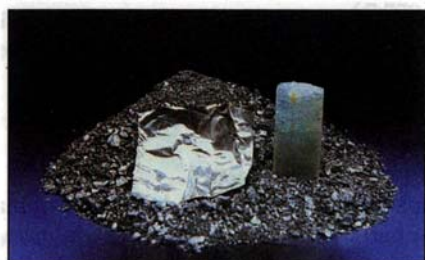
Limaduras de hierro mezcladas con arena. (Charles D. Winters)

4. ¿Qué diferencia hay entre los términos *compuesto* y *molécula*? Emplee cada uno de ellos en una oración
5. En cada caso, decida si la propiedad subrayada es física o química.
 - (a) El color normal del bromo elemental es anaranjado.
 - (b) El hierro se enmohece en presencia de aire y agua.
 - (c) El hidrógeno puede explotar cuando experimenta ignición en contacto con el aire (véase la figura 1.8).
 - (d) La densidad del titanio metálico es 4.5 g/cm³.
 - (e) El estaño metálico se funde a 505 K.
 - (f) La clorofila, un pigmento de las plantas, es verde.
6. En cada caso, decida si el cambio es de tipo químico o físico.
 - (a) Una taza de blanqueador doméstico cambia el color de su camiseta favorita de púrpura a rosado.
 - (b) El vapor de agua en el aliento que exhala una persona se condensa en la atmósfera en un día frío.
 - (c) Las plantas usan el dióxido de carbono del aire para elaborar azúcar.
 - (d) La mantequilla se funde cuando se coloca al sol.
7. En la siguiente foto se muestran balines de cobre en agua, flotando encima de mercurio. ¿Cuáles son los líquidos y sólidos de la foto? ¿Qué sustancia es más densa? ¿Cuál es menos densa?



Agua, cobre y mercurio. (Charles D. Winters)

8. Indique el número de cifras significativas en cada uno de los siguientes números:
 (a) 6.2348 (c) 0.00823
 (b) 20 600 (d) 1.670×10^{-6}
9. Las gemas llamadas aguamarinas están formadas por aluminio, silicio y oxígeno.



La aguamarina es el cristal azuloso. Está rodeada por papel de aluminio y cristales de silicio. (Charles D. Winters)

- (a) ¿Cuáles son los símbolos de los tres elementos que se combinan para formar la gema aguamarina?
 (b) Basándose en la foto, describe algunas de las propiedades físicas de los elementos y el mineral. ¿Tienen propiedades iguales? ¿Tienen propiedades distintas?
10. Un pedazo de turquesa es un sólido color verde azuloso con densidad de 2.65 g/cm^3 , masa de 2.5 g y longitud de 4.6 cm. Diga cuáles de estas observaciones son cualitativas y cuáles son cuantitativas. Precise también cuáles observaciones son extensivas y cuáles son intensivas.
11. En la figura 1.2 se muestra un pedazo de sal y una representación de su estructura interna. ¿Cuál es la vista macroscópica y cuál es la vista a nivel de partículas? ¿Cómo se relaciona la vista macroscópica con la vista a nivel de partículas?

Ejercicios de destrezas

Elementos y átomos, compuestos y moléculas

(Véase el ejercicio 1.1)

12. Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes elementos:
 (a) C (c) Cl (e) Mg
 (b) K (d) P (f) Ni
13. Proporcione el nombre de cada uno de los siguientes elementos:
 (a) Mn (c) Na (e) Xe
 (b) Cu (d) Br (f) Fe
14. Proporcione el símbolo de cada uno de los siguientes elementos:
 (a) Bario (d) Plomo
 (b) Titanio (e) Arsénico
 (c) Cromo (f) Cinc
15. Proporcione el símbolo de cada uno de los siguientes elementos:
 (a) Plata (d) Estaño
 (b) Aluminio (e) Tecnecio
 (c) Plutonio (f) Criptón

16. En cada uno de los siguientes pares de sustancias, indique cuál es el elemento y cuál es el compuesto.
 (a) Na y NaCl
 (b) Azúcar y carbono
 (c) Oro y cloruro de oro
17. En cada uno de los siguientes pares de sustancias, decida cuál es el elemento y cuál es el compuesto.
 (a) $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ y Pt
 (b) Cobre y óxido de cobre
 (c) Silicio y arena

Propiedades físicas y químicas

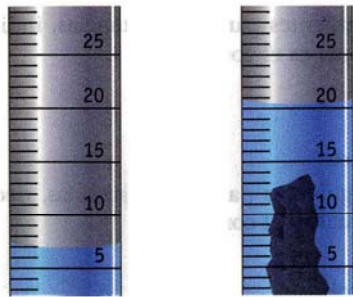
(Véanse los ejercicios 1.2 y 1.6)

18. ¿Qué parte de la descripción de un compuesto o elemento se refiere a sus propiedades físicas y qué parte a sus propiedades químicas?
 (a) El líquido incoloro etanol se quema en la atmósfera.
 (b) El metal brillante aluminio reacciona pronto con el líquido naranja, bromo.
19. ¿Qué parte de la descripción del compuesto o elemento se refiere a sus propiedades físicas y qué parte a sus propiedades químicas?
 (a) El carbonato de calcio es un sólido blanco con densidad de 2.71 g/cm^3 . Reacciona fácilmente con un ácido para producir dióxido de carbono gaseoso.
 (b) El cinc metálico, que es un polvo gris, reacciona con el yodo de color púrpura para dar un compuesto blanco.

Uso de la densidad

(Véase el ejemplo 1.1 y la pantalla 1.8 en los CD)

20. El etilén glicol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$, es un ingrediente de los anticongelantes automotrices. Su densidad es 1.11 g/cm^3 a 20°C . Si se requieren exactamente 500 mL de este líquido, ¿qué masa en gramos del compuesto se necesita?
21. Un pedazo de plata metálica tiene una masa de 2.365 g. Si la densidad de la plata es 10.5 g/cm^3 , ¿cuál es el volumen de la plata?
22. Un químico necesita 2.00 g de un compuesto líquido con densidad de 0.718 g/cm^3 . ¿Qué volumen del compuesto se necesita?
23. La *taza* es una medida de volumen ampliamente usada en la cocina estadounidense. Una taza equivale a 237 mL. Si una taza de aceite de oliva tiene una masa de 205 g, ¿cuál es la densidad de este aceite (en gramos por centímetro cúbico)?
24. Una muestra de metal desconocido se coloca en una probeta graduada que contiene agua (véase la figura de la página 40). La masa de la muestra es 37.5 g y en la figura se muestran los niveles de agua antes y después de agregar la muestra a la probeta. ¿Qué metal de la siguiente lista probablemente sea la muestra? (d es la densidad del metal.)
 (a) Mg, $d = 1.74 \text{ g/cm}^3$ (d) Al, $d = 2.70 \text{ g/cm}^3$
 (b) Fe, $d = 7.87 \text{ g/cm}^3$ (e) Cu, $d = 8.96 \text{ g/cm}^3$
 (c) Ag, $d = 10.5 \text{ g/cm}^3$ (f) Pb, $d = 11.3 \text{ g/cm}^3$



Probetas graduadas con un metal desconocido (a la derecha).

25. La pirita de hierro a menudo se denomina “oro de los tontos” por su apariencia similar al oro (véase la página 12). Suponga que encuentra un sólido que parece oro, pero tiene la sospecha de que es pirita. La muestra tiene masa de 23.5 g y cuando se coloca en agua en una probeta (véase la pregunta de estudio 24), el nivel del agua aumenta de 47.5 mL a 52.2 mL. Diga si la muestra es pirita ($d = 5.00 \text{ g/cm}^3$) u oro “real” ($d = 19.3 \text{ g/cm}^3$)?

Temperatura

(Véanse las páginas 16–17, el ejercicio 1.4, y la pantalla 1.10 en los CD de Química General Interactiva.)

26. Muchos laboratorios emplean como temperatura estándar 25°C . ¿A qué temperatura equivale esto en kelvins?
27. La temperatura en la superficie del Sol es $5.5 \times 10^3^\circ\text{C}$. ¿A cuánto equivale esta temperatura en kelvins?
28. Efectúe las siguientes conversiones de temperatura:

$^\circ\text{C}$	K
(a) 16	_____
(b) _____	370
(c) 40	_____

29. Efectúe las siguientes conversiones de temperatura:

$^\circ\text{C}$	K
(a) _____	77
(b) 63	_____
(c) _____	1450

Unidades y conversiones de unidades

(Véanse los ejemplos 1.2–1.5 y los ejercicios 1.8–1.11)

30. Un corredor de maratón corre 40.0 km. ¿A cuánto equivale esta distancia en metros? y ¿en millas?
31. El lápiz de plomo promedio, nuevo y sin usar, mide 19 cm de largo. ¿Cuánto mide en milímetros? y ¿en metros?
32. Una estampilla postal normal estadounidense mide 2.5 cm de largo y 2.1 cm de ancho. ¿Cuál es su área en centímetros cuadrados? y ¿en metros cuadrados?
33. Un disco compacto tiene diámetro de 11.8 cm. ¿Cuál es su área superficial en centímetros cuadrados? y ¿en metros cuadrados? [Área del círculo = $(\pi)(\text{radio})^2$.]

34. Un vaso de precipitados típico de laboratorio tiene volumen de 250 mL. ¿Qué volumen tiene en centímetros cúbicos? y ¿en litros? y ¿en metros cúbicos? y ¿en decímetros cúbicos?
35. Algunos refrescos se venden en envases con volumen de 1.5 L. ¿A cuántos mililitros equivale este volumen? ¿A cuántos centímetros cúbicos? ¿A cuántos decímetros cúbicos?
36. Un libro tiene masa de 2.52 kg. ¿Qué masa tiene en gramos?
37. La moneda estadounidense de 10 centavos de cuño más reciente tiene masa de 2.265 g. ¿Qué masa tiene en kilogramos? y ¿en miligramos?

Exactitud, precisión y error

(Véase el ejemplo 1.7)

38. Usted y su compañero de laboratorio deben determinar la densidad de una barra de aluminio. Se conoce la masa con exactitud (con cuatro cifras significativas). Usted usa una regla simple para medir sus dimensiones y, después de calcular el volumen, determina la densidad que se da en la siguiente tabla (método A). Su compañero usa un micrómetro de precisión para medir las dimensiones y después calcula la densidad (método B).

Método A (g/cm^3)	Método B (g/cm^3)
2.2	2.703
2.3	2.701
2.7	2.705
2.4	5.811

La densidad aceptada del aluminio es 2.702 g/cm^3 .

- (a) Calcule la densidad promedio y la desviación promedio para cada método. ¿Deben incluirse todos los resultados experimentales en los cálculos? De lo contrario, justifique las omisiones.
- (b) Calcule el error para cada valor promedio de los métodos.
- (c) ¿Qué valor promedio de los métodos es más preciso? ¿Qué método es más exacto?
39. El valor aceptado para el punto de fusión de la aspirina pura es 135°C . Tratando de verificar este valor, obtiene 134°C , 136°C , 133°C y 138°C en cuatro pruebas por separado. Su compañero obtiene 138°C , 137°C , 138°C , y 138°C .
- (a) Calcule el valor promedio y la desviación promedio para usted y para su compañero.
- (b) Calcule el error para cada conjunto de datos.
- (c) ¿Quién de ustedes tuvo más precisión? ¿Quién fue el más exacto?

Cifras significativas

(Véase el ejemplo 1.8)

40. Dé el número de cifras significativas en cada uno de los siguientes números:
- (a) 0.0123 (c) 1.6402
- (b) 3.40×10^3 (d) 1.020

41. Indique el número de cifras significativas en cada uno de los números siguientes:

- (a) 0.00546 (c) 2.300×10^{-4}
 (b) 1 600 (d) 2.34×10^9

42. Efectúe el siguiente cálculo y reporte la respuesta con el número correcto de cifras significativas.

$$(0.0546)(16.0000)\left(\frac{7.779}{55.85}\right)$$

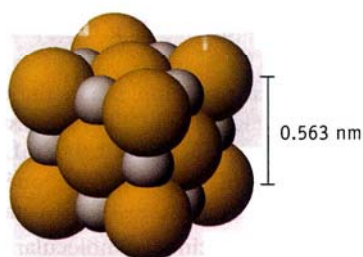
43. Realice el siguiente cálculo y reporte la respuesta con el número correcto de cifras significativas.

$$(1.68)\left(\frac{23.56 - 2.3}{1.248 \times 10^3}\right)$$

Resolución de problemas

(Véanse el ejemplo 1.9 y la pantalla 1.17 en los CD de Química General Interactiva)

44. El diamante tiene densidad de 3.513 g/cm^3 . La masa de los diamantes a menudo se mide en carates; un carate es igual a 0.200 g. ¿Qué volumen (en centímetros cúbicos) tiene un diamante de 1.50 carates?
45. La unidad repetitiva más pequeña de un cristal de sal común es un cubo (llamado celda unitaria) con arista de 0.563 nm.



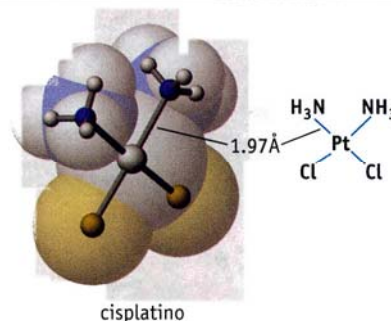
cloruro de sodio, NaCl

Preguntas generales

Estas preguntas no fueron diseñadas por tipo ni ubicación en el capítulo. Algunas combinan varios conceptos. Las preguntas 50 a 63 enfatizan el empleo de datos numéricos, mientras que de la 64 a la 73 son más conceptuales. Los números de las preguntas más difíciles están subrayados (74-77).

50. El elemento galio tiene un punto de fusión de $29.8 \text{ }^\circ\text{C}$. Si toma una muestra de galio en tu mano, ¿se derretirá? Explique brevemente su respuesta.
51. El neón, un elemento gaseoso empleado en los anuncios, de neón, tiene un punto de fusión de -248.6°C y un punto de ebullición de -246.1°C . Exprese estas temperaturas en kelvins.
52. Las distancias moleculares suelen darse en nanómetros ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$) o en picómetros ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$). Sin embargo, a veces se expresan en angstroms $1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$. (El angstrom no es una unidad SI.) Si la distancia entre el átomo de Pt y el átomo de N en el medicamento para el cáncer cisplatino es 1.97 \AA , ¿cuál es esta distancia en nanómetros? y ¿en picómetros?

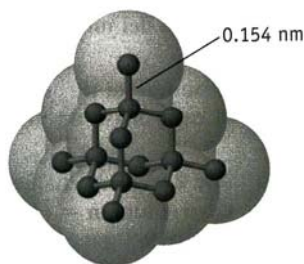
- (a) ¿Cuál es el volumen de este cubo en nanómetros cúbicos? y ¿en centímetros cúbicos?
- (b) La densidad del NaCl es 2.17 g/cm^3 . ¿Cuál es la masa de la unidad repetitiva más pequeña del mismo (celda unitaria)?
- (c) Cada unidad repetitiva está compuesta de cuatro unidades fórmula de NaCl. ¿Cuál es la masa de una unidad fórmula de NaCl?
46. Una moneda antigua de oro mide 2.2 cm de diámetro y 3.0 mm de espesor. Es un cilindro cuyo volumen = $(\pi)(\text{radio})^2(\text{espesor})$. Si la densidad del oro es 19.3 g/cm^3 , ¿qué masa tiene esa moneda en gramos?
47. El cobre tiene densidad de 8.94 g/cm^3 . Un lingote de cobre con masa de 57 kg (125 lb) se forma como alambre con diámetro de 9.50 mm. ¿Qué longitud de alambre (en metros) se podrá producir? [Volumen del alambre = $(\pi)(\text{radio})^2(\text{longitud})$].
48. El planeador de Gimli fue un Boeing 767 al cual se le agotó el combustible. Lea la descripción de la página 8 y después verifique que el personal de tierra debió haberlo cargado con 20 163 L de combustible (no con 4 916 L). La parte crucial de la información es la densidad del combustible. El personal usó la conversión de 1.77, sin reconocer que las unidades eran libras por litro. Para resolver este problema primero determine la cantidad del combustible en kilogramos por litro ($1 \text{ lb} = 453.6 \text{ g}$).
49. Al ser calentados, los granos de maíz revientan y pierden agua de manera explosiva. Asuma que un grano de maíz, con masa de 0.125 g, sólo tiene masa de 0.106 g al convertirse en palomita de maíz (roseta).
- (a) ¿Qué porcentaje de masa perdió el grano de maíz al convertirse en palomita de maíz?
- (b) Las palomitas de maíz se venden por libra en Estados Unidos. Empleando 0.125 g como masa promedio de un grano de maíz, ¿cuántos granos de maíz se requerirán para obtener una libra de palomitas de maíz? ($1 \text{ lb} = 453.6 \text{ g}$)



cisplatino

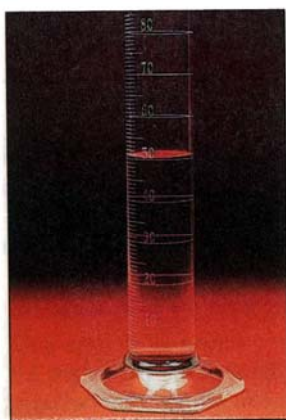
53. La separación entre los átomos de carbono del diamante es 0.154 mm. (a) ¿Cuál es su separación en metros? b) ¿Cuál

es la separación característica de los átomos de carbono en angstroms (donde $1\text{Å} = 1 \times 10^{-10}\text{ m}$)?



Porción de la estructura del diamante

54. A $25\text{ }^\circ\text{C}$ la densidad del agua es 0.997 g/cm^3 , y la densidad del hielo a $-10\text{ }^\circ\text{C}$ es 0.917 g/cm^3 .
- (a) Si se llena una lata de refresco (volumen = 250 mL) en su totalidad con agua pura y se congela a $-10\text{ }^\circ\text{C}$, ¿qué volumen ocupará el sólido?
- (b) ¿Cabrá el hielo dentro de la lata?
55. Se puede identificar un metal determinando con cuidado su densidad (d). Un pedazo de metal desconocido con masa de 2.361 g , mide 2.35 cm de largo, 1.34 cm de ancho y 1.05 mm de grueso. ¿Cuál de los siguientes es el elemento?
- (a) Níquel, $d = 8.91\text{ g/cm}^3$
- (b) Titanio, $d = 4.50\text{ g/cm}^3$
- (c) Cinc, $d = 7.14\text{ g/cm}^3$
- (d) Estaño, $d = 7.23\text{ g/cm}^3$
56. ¿Qué ocupa un volumen mayor, 600 g de agua (con densidad de 0.995 g/cm^3) o 600 g de plomo (con densidad de 11.34 g/cm^3)?
57. Se tiene una probeta graduada de 100.0 mL que contiene 50.0 mL de agua. Se coloca en ella un pedazo de latón de 154 g (densidad = 8.56 g/cm^3). ¿Cuánto aumenta el nivel de agua en la probeta graduada? Véase la pregunta de estudio 24.



(a)



(b)

(a) Probeta graduada que contiene 50.0 mL de agua. (b) Se agregó un pedazo de latón a la probeta. (Charles D. Winters)

58. La densidad del agua pura se da a continuación en varias temperaturas.

$T\text{ (}^\circ\text{C)}$	$d\text{ (g/cm}^3)$
4	0.99997
15	0.99913
25	0.99707
35	0.99406

Suponga que su compañero de laboratorio dice que la densidad del agua a $20\text{ }^\circ\text{C}$ es 0.99910 g/cm^3 . ¿Es ésta una cifra razonable? Explique por qué.

59. Un glóbulo rojo tiene diámetro de $7.5\text{ }\mu\text{m}$ (micrómetros). Convierta esta dimensión en (a) metros, (b) nanómetros y (c) angstroms (donde $1\text{Å} = 1 \times 10^{-10}\text{ m}$).
60. El tetracloruro de carbono, CCl_4 , un compuesto líquido común, tiene densidad de 1.58 g/cm^3 . Si se coloca un pedazo de botella de plástico para refresco ($d = 1.37\text{ g/cm}^3$) y un pedazo de aluminio ($d = 2.70\text{ g/cm}^3$) en CCl_4 líquido, ¿flotarán o se irán al fondo?
61. El medicamento contra el cáncer cisplatino contiene 65.0% de platino. Si se tienen 1.53 g del compuesto, ¿qué masa de platino (en gramos) contiene esta muestra?
62. La soldadura que empleaban los plomeros para las tuberías de cobre consistía en 67% de plomo y 33% de estaño. ¿Cuál era la masa de plomo en un bloque de 250 g de soldadura de este tipo?
63. El anestésico clorhidrato de procaína se emplea a menudo para reducir el dolor durante la cirugía dental. El compuesto se vende como solución al 10.0% (por masa; $d = 1.0\text{ g/mL}$) en agua. Si el dentista le inyecta 0.50 mL de la solución, ¿qué masa de clorhidrato de procaína (en miligramos) le inyectará?
64. Haga un dibujo basado en la teoría cinético-molecular y las ideas sobre los átomos y moléculas que se presentaron en el capítulo, del ordenamiento de las partículas en cada uno de los siguientes casos. Para cada caso dibuje 10 partículas de cada sustancia. Puede construir un diagrama bidimensional. Represente cada átomo como un círculo y diferencie cada tipo de átomo sombreándolo.
- (a) Una muestra de hierro sólido (que está formada por átomos de hierro).
- (b) Una muestra de agua líquida (formada por moléculas de H_2O).
- (c) Una muestra de vapor de agua pura.
- (d) Una mezcla homogénea de vapor de agua y helio gaseoso (que consta de átomos de helio).
- (e) Una mezcla heterogénea que consta de agua líquida y aluminio sólido; señale una región de la muestra que incluya ambas sustancias.
- (f) Una muestra de bronce (que es una mezcla homogénea de cobre y cinc).
65. Le dan una muestra de plata metálica. ¿Qué información pediría para comprobar que el metal es plata?
66. Sugiera una manera para determinar si el líquido incoloro de un vaso de precipitado es agua. Si lo es, ¿contendrá sal disuelta? ¿Cómo podría saber si hay sal disuelta en el agua?

67. Describa un método experimental para determinar la densidad de un pedazo de metal de forma irregular.
68. Se mezclan tres líquidos de distintas densidades. Como no son miscibles (no forman una solución homogénea uno con el otro) dan lugar a capas discretas, una sobre otra. Dibuje el resultado de mezclar tetracloruro de carbono (CCl_4 , $d = 1.58 \text{ g/cm}^3$), con mercurio ($d = 13.546 \text{ g/cm}^3$), y agua ($d = 1.00 \text{ g/cm}^3$).
69. La diabetes puede alterar la densidad de la orina, de modo que esta última puede emplearse como herramienta diagnóstica. Los diabéticos excretan demasiada azúcar o demasiada agua. ¿Qué ocurrirá con la densidad de la orina en cada uno de estos casos?
70. Un metal de color cobre conduce la corriente eléctrica. ¿Se podría asegurar que se trata de cobre? Explique su respuesta. Sugiera qué información adicional permitiría confirmar de manera inequívoca que el metal es cobre.
71. ¿Qué experimento puede hacer en cada uno de los siguientes casos?
- Para separar sal de agua.
 - Para separar limaduras de hierro de pedazos pequeños de plomo.
 - Para separar azufre elemental de azúcar.
72. En la foto siguiente se muestra el elemento potasio reaccionando con agua para formar hidrógeno elemental gaseoso y una solución de hidróxido de potasio.



El potasio reacciona con agua produciendo hidrógeno gaseoso e hidróxido de potasio. (Charles D. Winters)

- ¿Qué estados de la materia participan en la reacción?
 - Diga si el cambio observado es químico o físico.
 - ¿Cuáles son los reactivos y los productos de esta reacción?
 - ¿Qué observaciones cualitativas se pueden realizar respecto a esta reacción?
73. Se llenan cuatro globos, cada uno con un gas diferente de distinta densidad.
- Helio, $d = 0.164 \text{ g/L}$
 Neón, $d = 0.825 \text{ g/L}$
 Argón, $d = 1.633 \text{ g/L}$
 Criptón, $d = 3.425 \text{ g/L}$
- Si la densidad del aire seco es 1.12 g/L , ¿qué globos flotarán en el aire?

74. El aluminio de un paquete que contiene 75 pies^2 de papel aluminio para cocina pesa aproximadamente 12 oz (onzas). El aluminio tiene densidad de 2.70 g/cm^3 . ¿Cuál es el grosor aproximado del papel de aluminio en milímetros? ($1 \text{ oz} = 28.4 \text{ g}$)
75. La fluoración del suministro de agua potable para las ciudades se ha practicado en Estados Unidos por décadas. Esto se realiza agregando en forma continua fluoruro de sodio en el agua, a medida que sale del reservorio. Supongamos que vive en una ciudad de tamaño mediano de $150\,000$ personas y que se consumen 660 L (170 gal) de agua por persona al día. ¿Qué masa de fluoruro de sodio (en kilogramos) deberá agregarse al suministro de agua anualmente (365 días) para lograr la concentración necesaria de fluoruro de 1 ppm (parte por millón), es decir, 1 kg de fluoruro por millón de kilogramos de agua? (El fluoruro de sodio contiene 45.0% de flúor y el agua tiene densidad de 1.00 g/cm^3 .)
76. Hace aproximadamente dos siglos, Benjamín Franklin demostró que una cucharadita de aceite podía cubrir aproximadamente 0.5 acres de agua tranquila. Si se sabe que $1.0 \times 10^4 \text{ m}^2 = 2.47$ y que hay aproximadamente 5 cm^3 por cucharadita, ¿cuál será el grosor de la capa de aceite? ¿Cómo se podría relacionar este espesor con el tamaño de las moléculas?
77. Las baterías para automóvil están llenas de ácido sulfúrico. ¿Cuál será la masa de ácido (en gramos) en $500. \text{ mL}$ de una solución de ácido para baterías si la densidad de la misma es 1.285 g/cm^3 y si la solución contiene 38.08% de ácido sulfúrico en masa?

Utilización de recursos electrónicos

Esta pregunta se refiere al material en los CD que se incluyen en el libro.

78. Véase la pantalla 1.18 en los CD: Muchos alimentos están fortificados con vitaminas y minerales. Algunos cereales para el desayuno tienen hierro elemental adicional. Se emplean trocitos de hierro en vez de compuestos de hierro, porque los compuestos pueden transformarse con el oxígeno atmosférico en forma de hierro que no es bioquímicamente útil. Por otra parte, los trocitos de hierro se transforman en compuestos de hierro en el intestino, sitio donde se absorbe este elemento.

Describa un método por el cual se podría retirar el hierro (en forma de trocitos) de una caja de cereal y determinar la masa de hierro en una masa dada de cereal.



Algunos cereales para el desayuno contienen hierro en forma de hierro elemental. (Charles D. Winters)