1.7 Mediciones

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

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

Unidades del Sistema Internacional (SI)

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

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

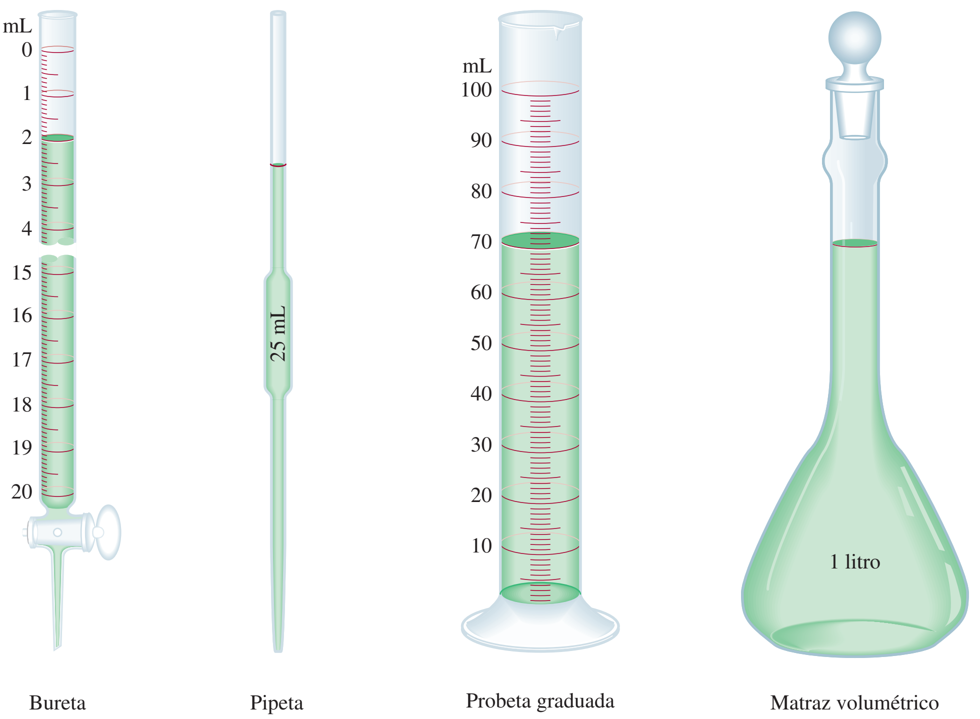


Figura 1.8 Algunos dispositivos de medición comunes en los laboratorios de química. No se ilustran a escala proporcional. Los usos de estos dispositivos de medición se analizan en el capítulo 4.

TABLA 1.2 Unidades básicas del Sistema Internacional

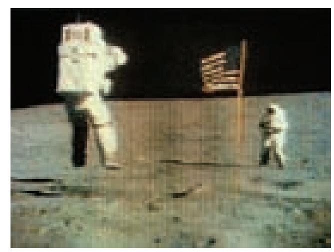
Cantidad básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

TABLA 1.3 Prefijos usados con las unidades del Sistema Internacional

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

Note que el prefijo métrico sólo representa un número:

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



Un astronauta salta sobre la superficie lunar.

Masa y peso

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

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

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

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

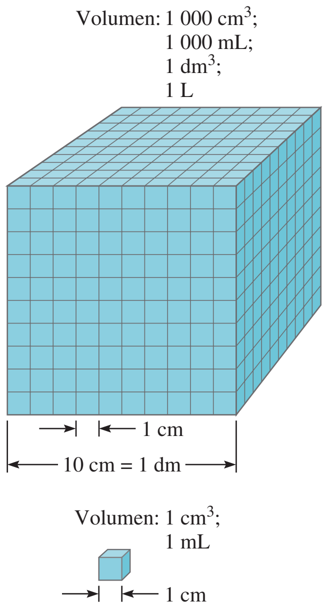


Figura 1.10 Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

Volumen

La unidad de longitud del SI es el *metro* (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el *metro cúbico* (m^3). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños, como el centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3):

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

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un ***litro*** es *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. Un volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm^3:

$$\begin{aligned} 1\ L &= 1\ 000\ mL \\ &= 1\ 000\ cm^3 \\ &= 1\ dm^3 \end{aligned}$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1\ mL = 1\ cm^3$$

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

Densidad

La ecuación para la densidad es:

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

o

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

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

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente de gramos por mililitro (g/mL) se usan más frecuentemente para las densidades de sólidos y líquidos. La densidad de los gases tiende a ser muy baja, de modo que se expresa en gramos por litro (g/L):

$$1\ g/cm^3 = 1\ g/mL = 1\ 000\ kg/m^3$$
$$1\ g/L = 0.001\ g/mL$$

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

TABLA 1.4
Densidad de algunas sustancias a 25°C

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

* Medido a 1 atmósfera.
** El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran el cálculo de densidades.

EJEMPLO 1.1

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa sobre todo en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm^3. Calcule la densidad del oro.

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

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

Ejercicio de práctica Una pieza de platino metálico con densidad de 21.5 g/cm^3 tiene un volumen de 4.49 cm^3. ¿Cuál es su masa?

Lingotes de oro.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

EJEMPLO 1.2

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

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

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

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

Mercurio.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

Escalas de temperatura

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

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

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

$$?°\text{C} = (°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}} \tag{1.2}$$

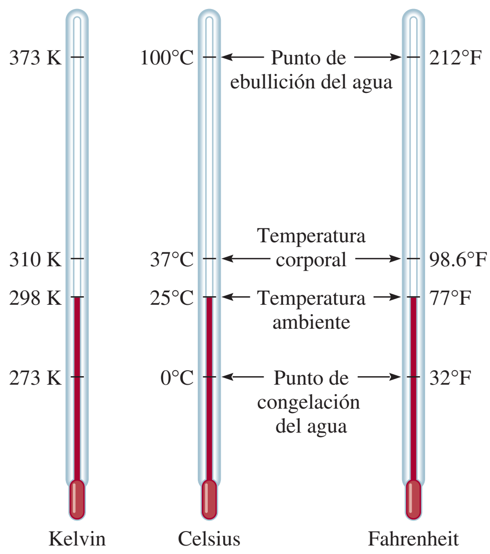


Figura 1.11 Comparación entre las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y escala absoluta (Kelvin). Observe que existen 100 divisiones o grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua en la escala Celsius, y 180 divisiones o grados entre los mismos puntos en la escala Fahrenheit.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

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

$$?°\text{F} = \frac{9°\text{F}}{5°\text{C}} \times (°\text{C}) + 32°\text{F} \tag{1.3}$$

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

$$?\text{K} = (°\text{C} + 273.15°\text{C})\,\frac{1\ \text{K}}{1°\text{C}} \tag{1.4}$$

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

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

EJEMPLO 1.3

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

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

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

a) Esta conversión se realiza al escribir:

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

(*continúa*)

QUÍMICA
en acción

La importancia de las unidades

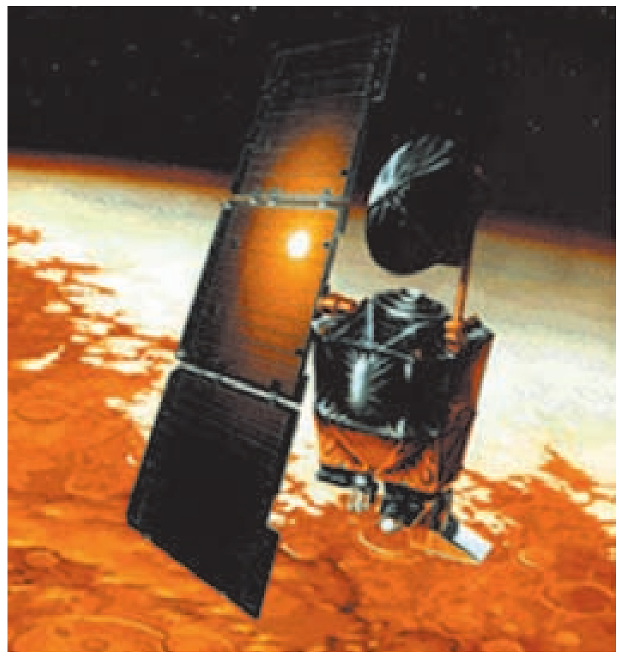
En diciembre de 1998, la NASA lanzó el *Martian Climate Orbiter*, con costo de 125 millones de dólares, del cual se pretendía que fuera el primer satélite meteorológico del planeta rojo. Luego de un recorrido de casi 416 millones de millas, la nave espacial debía entrar en órbita marciana el 23 de septiembre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

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

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

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

La fuerza considerablemente menor del motor expresada en newtons dio por resultado una órbita más baja y, en última instancia, la destrucción de la nave. Uno de los científicos comentó lo siguiente sobre el fracaso de la misión a Marte: "Ésta será una anécdota de advertencia que se incluirá en la introducción al sistema métrico en la educación básica, media y superior hasta el fin de los tiempos".



Representación artística del *Martian Climate Orbiter*.

b) En este caso, tenemos:

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

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

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

Problemas similares: 1.24, 1.25, 1.26.

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

Revisión de conceptos

La densidad del cobre es de 8.94 g/cm^3 a 20°C y 8.91 g/cm^3 a 60°C. Esta disminución en la densidad es consecuencia de

a) La expansión del metal.
b) La contracción del metal.
c) El aumento en la masa del metal.
d) La disminución de la masa del metal.

1.8 Manejo de los números

Después de estudiar algunas unidades empleadas en química, ahora centraremos la atención en técnicas del manejo de números relacionados con mediciones, a saber, la notación científica y las cifras significativas.

Notación científica

Es frecuente que los químicos trabajen con cifras muy grandes o muy pequeñas. Por ejemplo, en 1 g de hidrógeno elemental hay aproximadamente

602 200 000 000 000 000 000 000

átomos de hidrógeno. Cada átomo de hidrógeno tiene una masa de apenas

0.00000000000000000000000166 g

Estos números son difíciles de manejar y es muy fácil que se cometan errores al usarlos en cálculos aritméticos. Considere la multiplicación siguiente:

$$0.0000000056 \times 0.00000000048 = 0.000000000000000002688$$

Sería fácil pasar por alto un cero o añadir un cero de más luego del punto decimal. Por consiguiente, cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños se usa un sistema llamado *notación científica*. Sin importar su magnitud, todos los números pueden expresarse en la forma:

$$\mathrm{N} \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10, y n, el exponente, es un entero positivo o negativo. Se dice que todo número expresado de esta manera está escrito en notación científica.

Suponga que se tiene cierto número que debe expresarse en notación científica. En lo fundamental, se requiere encontrar n. Hay que contar el número de lugares que debe moverse el punto decimal para obtener el número N (que está entre 1 y 10). Si el punto decimal debe moverse a la izquierda, n es un entero positivo, y si debe desplazarse a la derecha, n es un entero negativo. Los ejemplos siguientes ilustran el uso de la notación científica:

1. Exprese 568.762 en notación científica:

$$568.762 = 5.68762 \times 10^2$$

Observe que el punto decimal se mueve dos lugares a la izquierda y $n = 2$.

2. Exprese 0.00000772 en notación científica:

$$0.00000772 = 7.72 \times 10^{-6}$$

En este caso, el punto decimal se desplaza a la derecha seis lugares y $n = -6$.

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

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

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

Adición y sustracción

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

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

Multiplicación y división

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

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

Cifras significativas

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

Figura 1.12 Balanza de un solo platillo.

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

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

Lineamientos para el uso de cifras significativas

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

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

   El ejemplo 1.4 muestra la determinación de cifras significativas.

EJEMPLO 1.4

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

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

(*continúa*)

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

Problemas similares: 1.33 y 1.34.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

EJEMPLO 1.5

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

(*continúa*)

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

a)

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

b)

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

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

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

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

Problemas similares: 1.35 y 1.36.

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

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

Primer paso:	$A \times B = C$
Segundo paso:	$C \times D = E$

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

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

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

Exactitud y precisión

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

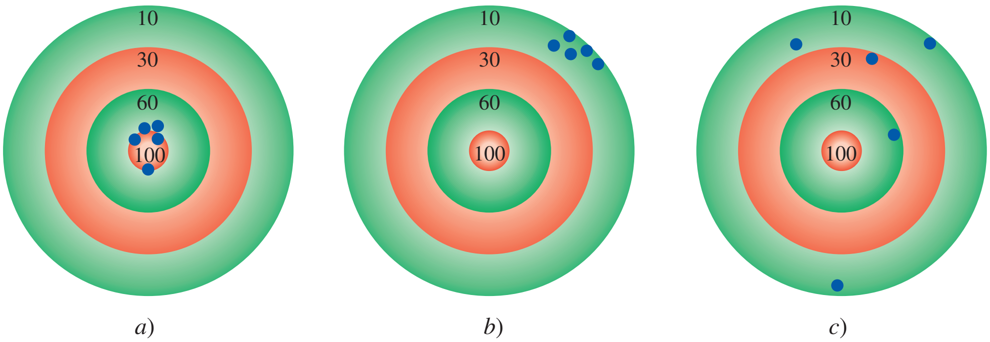


Figura 1.13 La distribución de los dardos en el tablero muestra la diferencia entre precisión y exactitud. *a*) Buena exactitud y buena precisión. *b*) Poca exactitud y buena precisión. *c*) Poca exactitud y poca precisión. Los puntos negros indican la posición de los dardos.

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

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

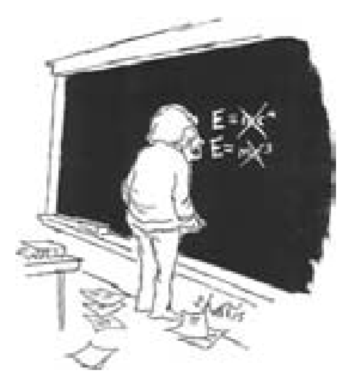
	Estudiante A	**Estudiante B**	**Estudiante C**
	1.964 g	1.972 g	2.000 g
	1.978 g	1.968 g	2.002 g
Valor promedio	1.971 g	1.970 g	2.001 g

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

1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas

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

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



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

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

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

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

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

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

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

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

Por definición,

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

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

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

y escribimos la conversión como

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

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

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

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

y las unidades se cancelan como sigue:

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

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

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

Nota sobre la resolución de problemas

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

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

EJEMPLO 1.6

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

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

Estrategia El problema puede expresarse como sigue:

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

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

Solución La secuencia de conversiones es:

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

Al usar los factores de conversión siguientes:

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

se obtiene la respuesta en un paso:

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

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

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

Problema similar: 1.45.

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

EJEMPLO 1.7

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

Estrategia El problema puede expresarse como:

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

¿Cuántos factores de conversión se necesitan en este problema? Recuerde que $1 \text{ L} = 1\,000 \text{ cm}^3$ y $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

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

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

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

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

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

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

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

Problema similar: 1.50d).

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

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

EJEMPLO 1.8

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

Estrategia El problema se puede expresar como

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

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

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

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

Por último:

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

(continúa)

Nitrógeno líquido.

Verificación Ya que 1 m^3 = 1 × 10^6 cm^3, cabría esperar que en 1 m^3 haya mucho más masa que en 1 cm^3. Así pues, la respuesta es razonable.

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

Problema similar: 1.51

Ecuaciones básicas

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

$$?°C = (°F - 32°F) \times \frac{5°C}{9°F} \qquad (1.2)$$ Conversión de °F a °C

$$?°F = \frac{9°F}{5°C} \times (°C) + 32°F \qquad (1.3)$$ Conversión de °C a °F

$$?K = (°C + 273.15°C)\frac{1\ K}{1\ °C} \qquad (1.4)$$ Conversión de °C a K

Resumen de conceptos

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

Términos básicos

Cifras significativas, p. 23
Compuesto, p. 12
Cualitativo, p. 8
Cuantitativo, p. 8
Densidad, p. 15
Elemento, p. 11
Exactitud, p. 26
Hipótesis, p. 8
Kelvin, p. 19
Ley, p. 9
Litro, p. 18
Masa, p. 15
Materia, p. 10
Método científico, p. 8
Mezcla, p. 11
Mezcla heterogénea, p. 11
Mezcla homogénea, p. 11
Peso, p. 17
Precisión, p. 26
Propiedad extensiva, p. 15
Propiedad intensiva, p. 15
Propiedad física, p. 14
Propiedad macroscópica, p. 16
Propiedad microscópica, p. 16
Propiedad química, p. 15
Química, p. 4
Sistema Internacional de Unidades (SI), p. 16
Sustancia, p. 11
Teoría, p. 9
Volumen, p. 15

Preguntas y problemas

El método científico

Preguntas de repaso

1.1 Explique qué significa el término método científico.

1.2 ¿Cuál es la diferencia entre datos cualitativos y cuantitativos?

Problemas

1.3 Clasifique las siguientes afirmaciones como cualitativas o cuantitativas e indique sus razones: *a*) El Sol está a unos 93 000 000 de millas de la Tierra. *b*) Leonardo da Vinci fue mejor pintor que Miguel Ángel. *c*) El hielo es menos denso que el agua. *d*) La mantequilla tiene mejor sabor que la margarina. *e*) Un remedio a tiempo ahorra trabajo innecesario.

1.4 Clasifique cada una de las afirmaciones siguientes como hipótesis, ley o teoría: *a*) La contribución de Beethoven a la música habría sido mayor si se hubiera casado. *b*) Las hojas caen en otoño por la fuerza de atracción entre ellas y la Tierra. *c*) Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas, llamadas átomos.

Clasificación y propiedades de la materia

Preguntas de repaso

1.5 Indique un ejemplo de cada uno de los términos siguientes: *a*) materia; *b*) sustancia, *c*) mezcla.

1.6 Señale un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.

1.7 Use ejemplos para explicar la diferencia entre propiedades físicas y químicas.

1.8 ¿En qué difiere una propiedad extensiva de una intensiva? Indique cuáles de las propiedades siguientes son intensivas y cuáles extensivas: *a*) longitud; *b*) volumen; *c*) temperatura, *d*) masa.

1.9 Señale ejemplos de un elemento y de un compuesto. ¿En qué se distinguen los elementos de los compuestos?

1.10 ¿Cuál es el número de elementos conocidos?

Problemas

1.11 Indique si cada una de las afirmaciones siguientes describe una propiedad física o una química: *a*) El oxígeno gaseoso permite la combustión. *b*) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola. *c*) El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña. *d*) El plomo es más denso que el aluminio. *e*) El uranio es un elemento radiactivo.

1.12 Señale si cada una de las afirmaciones siguientes describe un cambio físico o un cambio químico: *a*) El helio gaseoso contenido en el interior de un globo tiende a escapar después de unas cuantas horas. *b*) Un rayo de luz tiende a atenuarse y finalmente desaparecer. *c*) El jugo de naranja congelado se reconstituye al añadirle agua. *d*) El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis. *e*) Una cucharada de sal de mesa se disuelve en un plato de sopa.

1.13 Indique los nombres de los elementos representados con los símbolos químicos Li, F, P, Cu, As, Zn, Cl, Pt, Mg, U, Al, Si, Ne. (Vea la tabla 1.1 y la segunda de forros de este texto.)

1.14 Señale los símbolos químicos de los elementos siguientes: *a*) potasio; *b*) estaño; *c*) cromo; *d*) boro; *e*) bario; *f*) plutonio; *g*) azufre; *h*) argón, *i*) mercurio. (Vea la tabla 1.1)

1.15 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como elemento o compuesto: *a*) hidrógeno; *b*) agua; *c*) oro, *d*) azúcar.

1.16 Clasifique cada uno de los siguientes como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea: *a*) agua salada; *b*) helio gaseoso; *c*) cloruro de sodio (sal de mesa); *d*) una botella de refresco; *e*) una malteada; *f*) aire en una botella, *g*) concreto.

Mediciones

Preguntas de repaso

1.17 Nombre las unidades básicas del SI importantes en química. Señale las unidades del SI para expresar lo siguiente: *a*) longitud; *b*) volumen; *c*) masa; *d*) tiempo; *e*) energía, *f*) temperatura.

1.18 Escriba los números que se representan con los prefijos siguientes: *a*) mega-; *b*) kilo-; *c*) deci-; *d*) centi-; *e*) mili-; *f*) micro-; *g*) nano-, *h*) pico-.

1.19 ¿Cuáles unidades emplean normalmente los químicos para la densidad de líquidos y sólidos, así como para la de los gases? Explique las diferencias.

1.20 Describa las tres escalas de temperatura usadas en laboratorio y en la vida cotidiana: Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

Problemas

1.21 El bromo es un líquido pardo rojizo. Calcule su densidad en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.

1.22 La densidad del etanol, líquido incoloro comúnmente llamado alcohol de grano, es de 0.798 g/mL. Calcule la masa de 17.4 mL de este líquido.

1.23 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius o Fahrenheit: *a*) 95°F, la temperatura de un caluroso día veraniego; *b*) 12°F, la temperatura de un frío día invernal; *c*) fiebre de 102°F; *d*) un horno que funciona a 1 852°F, y *e*) −273.15°C (en teoría, la temperatura más baja posible).

1.24 *a*) Normalmente, el cuerpo humano soporta temperaturas de 105°F sólo durante breves periodos sin que ocurra daño permanente en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius? *b*) El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se usa como anticongelante en radiadores de automóviles. Se congela a −11.5°C.