CAPÍTULO **2**

Patrones de medición

Para medir cantidades de líquidos con precisión, se necesitan recipientes marcados, de tamaños diferentes.

Contenido

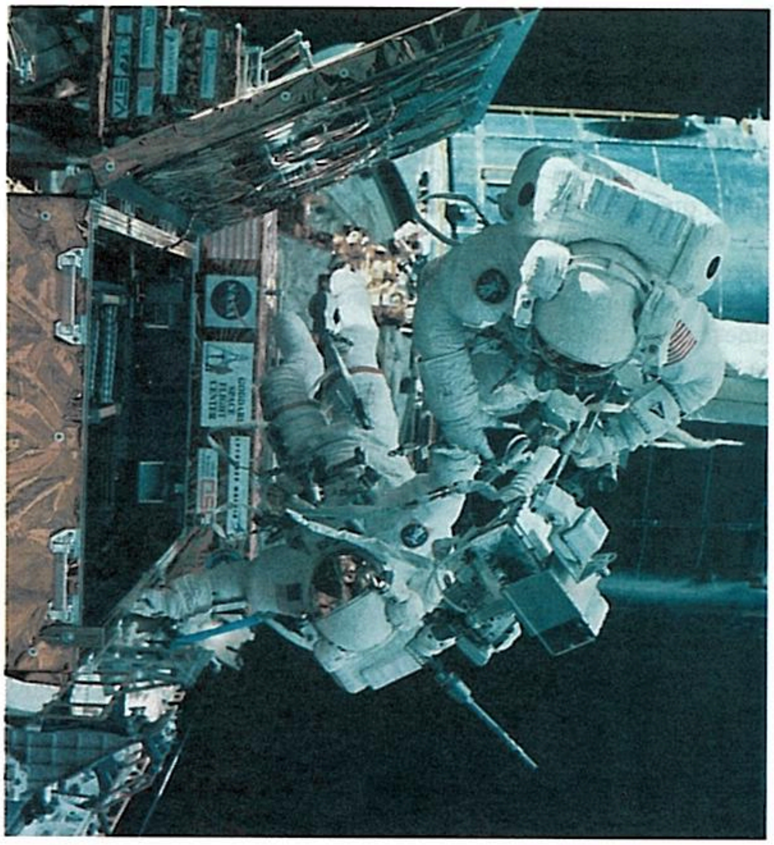
Hacer un experimento en química es muy semejante a cocinar un platillo en la cocina. Es importante conocer los ingredientes y las cantidades de cada uno a fin de tener un producto de buen sabor. Para reparar un automóvil se requieren herramientas específicas, de tamaños exactos. Comprar nuevos tapetes o tapices es un ejercicio de mediciones precisas y exactas, a fin de obtener un buen ajuste. Una diferencia pequeña de la concentración o cantidad del medicamento que te vende el farmacéutico puede tener efectos significativos en tu bienestar. En todos estos casos, la fabricación y uso adecuados de buenos instrumentos es la clave del éxito en los resultados. En química, empezaremos por aprender el sistema métrico y las unidades apropiadas para la medición de masa, longitud, volumen y temperatura.

2.1 Masa y peso

La química es una ciencia experimental. Los resultados de experimentos se determinan, de ordinario, efectuando mediciones. En experimentos elementales, las magnitudes que suelen medirse son masa, longitud, volumen, presión, temperatura y tiempo. Las mediciones de magnitudes eléctricas y ópticas también pueden ser necesarias en trabajos experimentales más complejos.

Aunque en nuestra vida diaria solemos usar los términos masa y peso en forma indistinta, en química tienen significados muy diferentes. En ciencia, definimos la **masa** de un cuerpo como la cantidad de materia que hay en él. La

masa



Mark Lee y Steven Smith trabajan en un ambiente espacial sin gravedad para reparar el telescopio Espacial Hubble.

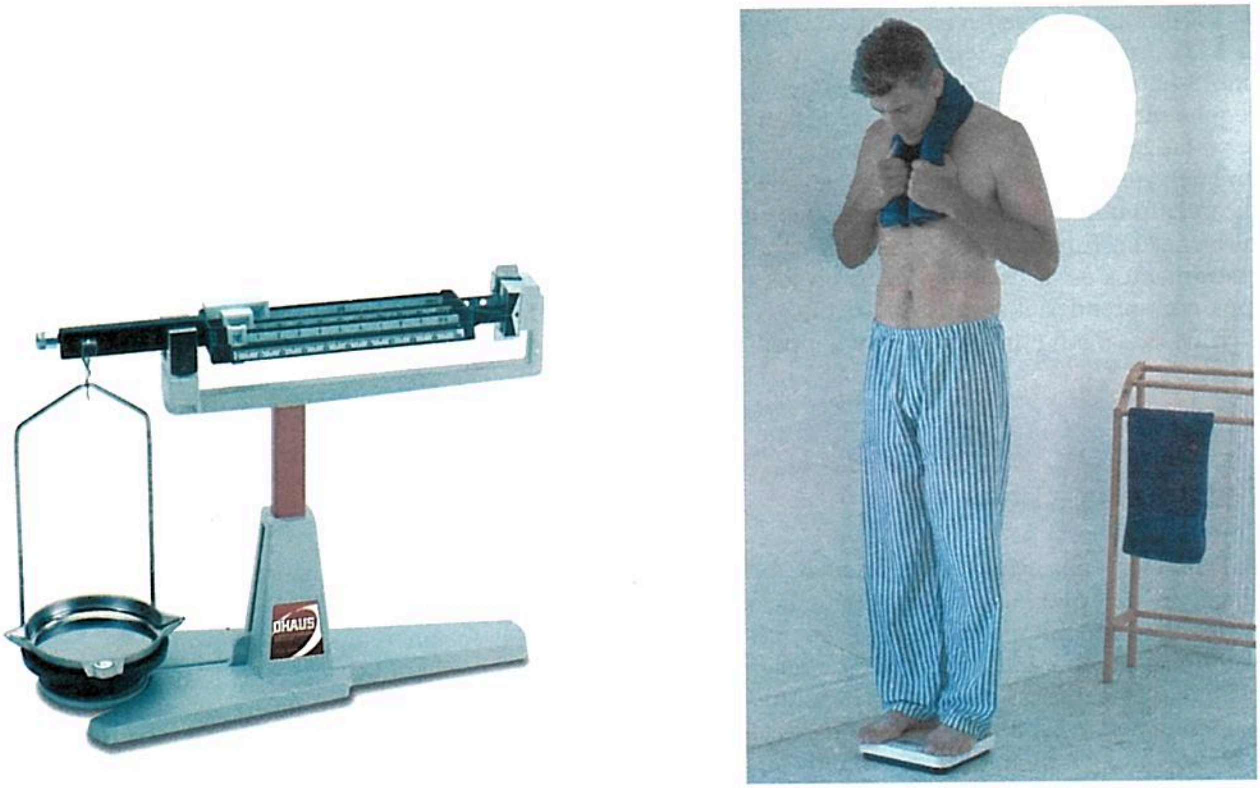


Figura 2.1
(a) Con una balanza se determina la masa de un objeto por comparación con masas conocidas. En una escala se mide el peso, el cual depende de la fuerza de la gravedad.

masa de un objeto es una magnitud invariable y es independiente de la posición del objeto. La masa de un objeto se puede medir en una balanza comparándola con otras masas conocidas.

peso

Los científicos definen el **peso** de un objeto como la medida de atracción gravitacional que ejerce la Tierra sobre ese objeto. El peso se mide con un instrumento llamado dinamómetro, en el cual se mide la fuerza contra un resorte. A diferencia de la masa, el peso varía según la posición de un objeto en la Tierra o de su distancia a la Tierra.

Consideremos a un astronauta con una masa de 70.0 kilogramos (154 libras) que viaja por el espacio. Un instante antes del lanzamiento, el peso del astronauta también es de 70.0 kilogramos. Conforme va aumentado su distancia a la Tierra y el cohete gira en una órbita, la atracción gravitacional sobre el cuerpo del astronauta decrece hasta alcanzar un estado de ingravidez (peso cero). No obstante, la masa del cuerpo del astronauta permanece constante, 70.0 kilogramos, durante todo el suceso.

2.2 Medición y cifras significativas

Para comprender ciertos aspectos de la química, es necesario plantear y resolver problemas. La resolución de problemas requiere comprender las operaciones matemáticas que se utilizan para manipular los números. Los valores numéricos o datos se obtienen de las mediciones que se hacen en un experimento. Los químicos usan estos datos para calcular la magnitud en que ocurren los cambios físicos y químicos que tienen lugar en las sustancias que se están utilizando. Mediante cálculos apropiados, los resultados de un experimento se pueden comparar con los de otros experimentos y resumirse de modo que tengan sentido.

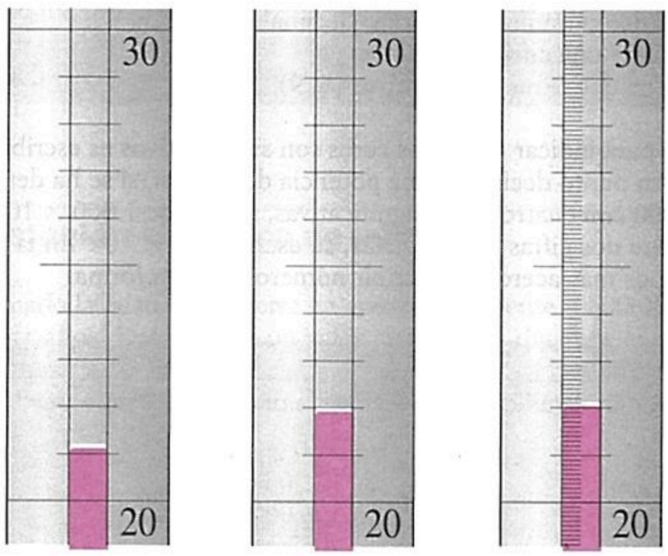
Una medición se expresa con un valor numérico junto con una unidad de esa medición. Por ejemplo,

valor numérico
70.0 kilogramos = 154 libras
unidad

Los números que se obtienen en una medición nunca son valores exactos, siempre tienen algún grado de incertidumbre, debido a las limitaciones del instrumento de medición y a la habilidad de quien efectúa la medición. El valor numérico registrado de una medición debe dar alguna indicación de su confiabilidad (precisión). Para expresar la precisión máxima, este número debe contener todos los dígitos conocidos más uno estimado. Este último dígito introduce cierta incertidumbre. Por esa causa, todo número que exprese una medida puede tener solamente un número limitado de dígitos. Estos dígitos, usados para expresar una cantidad medida, se conocen con el nombre de **cifras significativas**.

cifras significativas

Supongamos que medimos la temperatura con un termómetro calibrado en grados y observamos que el mercurio se detiene entre 21 y 22 (figura 2.2a). Sabremos entonces que la temperatura es al menos de 21 grados y menor que 22 grados. Para expresar la temperatura con mayor precisión, estimamos que el mercurio está aproximadamente a dos décimas de la distancia entre 21 y 22. Por consiguiente, la temperatura es de 21.2 grados. El último dígito (2) tiene cierto grado de incertidumbre, pues ha sido un valor estimado. Se dice que la temperatura registrada, 21.2 grados, tiene tres cifras significativas. Si el mercurio se detuvo exactamente en 22 (figura 2.2b), la temperatura se podría registrar como 22.0 grados. El cero indica que la temperatura se estimó con una



(a) (b) (c)

Figura 2.2
Medición de la temperatura con varios grados de precisión.

precisión de una décima de grado. Por último, observa la figura 2.2c; en este termómetro, la temperatura se registra como 22.11 °C (cuatro cifras significativas). Dado que el termómetro está calibrado en décimas de grado, el primer dígito estimado pertenece a las centésimas.

Algunos números son exactos y tienen un número infinito de cifras significativas. Los números exactos aparecen en las operaciones de conteo simples; cuando cuentas 25 dólares, tienes exactamente 25 dólares. Los números definidos, como 12 pulgadas en 1 pie, 60 minutos en 1 hora y 100 centímetros en 1 metro, también se consideran números exactos. Los números exactos no tienen incertidumbre.

Evaluación del cero

En todo experimento, todos los números diferentes de cero son significativos. Sin embargo, los ceros pueden ser o no significativos, dependiendo de su posición en el número. A continuación aparecen algunas reglas para determinar cuándo el cero es significativo.

Un cero es *significativo* cuando está

Te resultará muy útil memorizar las reglas de las cifras significativas porque se usarán a lo largo del texto.

1. entre dígitos distintos de cero:
   205 tiene tres cifras significativas
   2.05 tiene tres cifras significativas
   61.09 tiene cuatro cifras significativas
2. al final de un número que incluye un punto decimal:
   0.500 tiene tres cifras significativas (5, 0, 0)
   25.160 tiene cinco cifras significativas (2, 5, 1, 6, 0)
   3.00 tiene tres cifras significativas (3, 0, 0)
   20. tiene dos cifras significativas (2, 0)

Un cero es *no significativo* cuando está

1. antes del primer dígito diferente de cero. Estos ceros se utilizan para colocar un punto decimal:
   0.0025 tiene dos cifras significativas (2, 5)
   0.0108 tiene tres cifras significativas (1, 0, 8)
2. al final de un número sin punto decimal:
   1000 tiene una cifra significativa (1)
   590 tiene dos cifras significativas (5, 9)

Una forma para indicar que estos ceros son significativos es escribir el número utilizando un punto decimal y una potencia de 10. Así, si se ha determinado el valor de 1000 con cuatro cifras significativas, se escribe 1.000×10^3. Si 590 solamente tiene dos cifras significativas, se escribe 5.9×10^2. En la sección 2.4, aprenderemos más acerca de escribir números en esta forma.

Las respuestas a los ejercicios de práctica se encuentran al final de cada capítulo.

Práctica 2.1

¿Cuántas cifras significativas hay en cada uno de estos números?

(a) 4.5 pulgadas
(b) 3.025 pies
(c) 125.0 metros
(d) 0.001 milla
(e) 25.0 gramos
(f) 12.20 litros
(g) 100 000 personas
(h) 205 aves

2.3 Redondeo de números

Cuando hacemos cálculos, es común obtener respuestas que tienen más dígitos de los que se justifican. Si es necesario, eliminamos los dígitos que sobran a fin de expresar la respuesta con el número apropiado de cifras significativas. Cuando se eliminan dígitos de un número, se determina el valor del último retenido mediante un proceso conocido como **redondeo de números**. En este libro se emplearán dos reglas para redondear números:

redondeo de números

Regla 1. Cuando el primer dígito después de los que deseas retener es 4 o menor, se eliminan ese dígito y todos los demás a su derecha. El último dígito retenido no cambia. En los ejemplos siguientes se hizo el redondeo a cuatro dígitos:

No en todas las escuelas se utilizan las mismas reglas para redondear. Comprueba con tu profesor las variaciones en estas reglas.

$74.69\underline{3} = 74.69$
Se elimina este dígito.

$1.006\underline{29} = 1.006$
Se eliminan estos dígitos.

Regla 2. Cuando el primer dígito que sigue a los que quieres retener es 5 o mayor, se eliminan ese dígito y todos los demás a la derecha, y el último retenido se incrementa en uno. En estos ejemplos el redondeo se hizo a cuatro dígitos:

$1.026\underline{868} = 1.027$
Se eliminan estos tres dígitos.
Este dígito cambia a 7.

$18.02\underline{500} = 18.03$
Se eliminan estos tres dígitos.
Este dígito cambia a 3.

$12.\underline{89}9 = 12.90$
Este dígito se elimina.
Estos dos dígitos cambian a 90.

Práctica 2.2

Redondea estos números al número de cifras significativas que se indica:

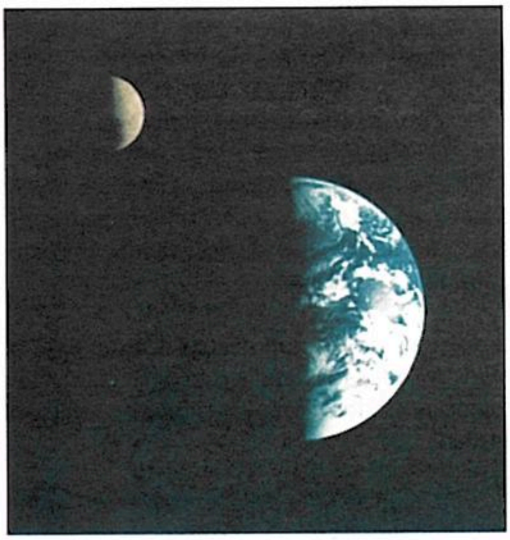
(a) 42.246 (cuatro)
(b) 88.015 (tres)
(c) 0.08965 (tres)
(d) 0.08965 (dos)
(e) 225.3 (tres)
(f) 14.150 (tres)

2.4 Notación científica de números

Se ha estimado la edad de la Tierra en aproximadamente 4 500 000 000 (4500 millones) de años. Por ser éste un valor estimado —digamos lo más cerca de 0.1 mil millones de años—, tenemos justificación para utilizar solamente dos cifras significativas para expresarlo. Entonces lo escribimos como potencia de 10, 4.5×10^9 años.

En química es común utilizar números muy grandes y muy pequeños que pueden simplificarse y escribirse de manera conveniente como potencia de 10. Escribir un número como potencia de 10 recibe el nombre de **notación científica**.

notación científica



La notación científica es una forma útil para escribir números muy grandes, como la distancia entre la Tierra y la Luna, o números muy pequeños, como la longitud de estas bacterias (que aquí se muestran en una exploración a color de micrografía electrónica ×30 000).

Para escribir un número en notación científica, recorre el punto decimal de la cifra original de modo que quede localizado después del primer dígito diferente de cero. Esta nueva cifra se multiplica por 10 elevado a la potencia apropiada (exponente). La potencia de 10 es igual al número de lugares que se ha recorrido el punto decimal. Si el punto decimal se recorrió a la izquierda, la potencia de 10 es un número positivo. Si el punto decimal se recorrió a la derecha, la potencia de 10 será un número negativo.

Los ejemplos muestran la técnica para resolver los problemas en una forma gradual, paso a paso. Estudia cada uno y después trata de hacer los ejercicios de práctica.

La notación científica de un número es el número escrito como factor entre 1 y 10, multiplicado por 10 elevado a una potencia. Por ejemplo,

$$\underset{\text{número}}{2468} = \underset{\text{notación científica del número}}{2.468 \times 10^3}$$

Ejemplo 2.1 Escribe 5283 en notación científica.

SOLUCIÓN $\underbrace{5283.}_{3}$ Coloca el punto decimal entre el 5 y el 2. Como el decimal se ha recorrió tres lugares a la izquierda, la potencia de 10 será 3 y el número 5.283 se multiplica por 10^3.

5.283×10^3

Ejemplo 2.2 Escribe 4 500 000 000 en notación científica (dos cifras significativas).

SOLUCIÓN $\underbrace{4\,500\,000\,000.}_{9}$ Coloca el punto decimal entre el 4 y el 5. Como el punto decimal se recorrió nueve lugares a la izquierda, la potencia de 10 será 9 y el número 4.5 se multiplica por 10^9.

4.5×10^9

Ejemplo 2.3 Escribe 0.000123 en notación científica.

SOLUCIÓN $0.\underbrace{0001}_{4}23$ Coloca el punto decimal entre el 1 y el 2. Como recorriste el punto decimal cuatro lugares a la derecha, la potencia de 10, será -4 y el número 1.23 se multiplica por 10^{-4}.

1.23×10^{-4}

Práctica 2.3

Escribe los números siguientes en notación científica:

(a) 1200 (cuatro dígitos) (c) 0.0468
(b) 6 600 000 (dos dígitos) (d) 0.00003

2.5 Cifras significativas en los cálculos

Los resultados de un cálculo basados en mediciones no pueden tener mayor precisión que la medición menos precisa.

Utiliza tu calculadora para comprobar tu trabajo en los ejemplos. Compara tus resultados para estar seguro de que comprendes las matemáticas.

Multiplicación o división

En cálculos que comprenden multiplicar o dividir, la respuesta debe contener igual número de cifras significativas que las que tenga la medición con el número menor de cifras significativas. Considera los ejemplos siguientes:

Ejemplo 2.4

$(190.6)(2.3) = 438.38$

SOLUCIÓN

El valor 438.38 se obtuvo con una calculadora. La respuesta debe tener dos cifras significativas porque 2.3, el número con menos cifras significativas, solamente tiene dos cifras significativas.

Redondea este dígito a 4.
Elimina estos tres dígitos.
438.38
Recorre el punto decimal 2 lugares a la izquierda para expresarlo en notación científica.

La respuesta correcta es 440 o 4.4×10^2.

Ejemplo 2.5

$$\frac{(13.59)(6.3)}{12} = 7.13475$$

SOLUCIÓN

El valor 7.13475 se obtuvo con una calculadora. La respuesta debe contener dos cifras significativas porque 6.3 y 12 tienen solamente dos cifras significativas.

Elimina estos cuatro dígitos.
7.13475
Este dígito permanece igual.

La respuesta correcta es 7.1.

Práctica 2.4

(a) (134 pulg)(25 pulg) = ? (d) $0.0321 \times 42 = ?$

(b) $\dfrac{213 \text{ millas}}{4.20 \text{ horas}} = ?$ (e) $\dfrac{0.0450}{0.00220} = ?$

(c) $\dfrac{(2.2)(273)}{760} = ?$ (f) $\dfrac{1.280}{0.345} = ?$

Adición o sustracción

Los resultados de una adición o una sustracción deben expresarse con la misma precisión que la medición menos precisa. Esto significa que el resultado debe redondearse al mismo número de decimales que la cifra que tiene la menor cantidad de decimales (línea azul en los ejemplos).

Ejemplo 2.6 Suma 125.17, 129 y 52.2.

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r|l} 125. & 17 \\ 129. & \\ 52. & 2 \\ \hline 306. & 37 \end{array}$$

El número con menor precisión es 129. Por consiguiente, la respuesta se redondea a la unidad más cercana: 306.

Ejemplo 2.7 Resta 14.1 de 132.56.

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r|l} 132.5 & 6 \\ -\ 14.1 & \\ \hline 118.4 & 6 \end{array}$$

14.1 es el número con menor precisión. Por consiguiente, la respuesta se redondea al décimo más cercano: 118.5.

Ejemplo 2.8 Resta 120 de 1587.

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r|l} 158 & 7 \\ -\ 12 & 0 \\ \hline 146 & 7 \end{array}$$

120 es el número con menor precisión. El cero no se considera significativo; por consiguiente, la respuesta debe redondearse al diez más cercano: 1470 o 1.47×10^3.

Ejemplo 2.9 Suma 5672 y 0.00063.

SOLUCIÓN

$$\begin{array}{r|l} 5672 & \\ +\quad 0. & 00063 \\ \hline 5672. & 00063 \end{array}$$

El número con menor precisión es 5672. Así, la respuesta se redondea a la unidad más cercana: 5672.

Nota: observa que cuando se suma un número muy pequeño a uno muy grande, el resultado es simplemente el número original.

Ejemplo 2.10

$$\frac{1.039 - 1.020}{1.039} = 0.018286814$$

SOLUCIÓN

El valor 0.018286814 se obtuvo con una calculadora. Cuando se hace la sustracción en el numerador,

$$1.039 - 1.020 = 0.019$$

el número de cifras significativas cambia de cuatro a dos. Por tanto, la respuesta debe contener dos cifras significativas después de efectuar la división:

Se eliminan estos seis dígitos.

0.018286814

Este dígito permanece igual.

La respuesta correcta es 0.018 o 1.8×10^{-2}.

Práctica 2.5

¿Cuántas cifras significativas debe contener la respuesta en los cálculos siguientes?

(a) (14.0)(5.2)

(b) (0.1682)(8.2)

(c) $\dfrac{(160)(33)}{4}$

(d) 8.2 + 0.125

(e) 119.1 − 3.44

(f) $\dfrac{94.5}{1.2}$

(g) 1200 + 6.34

(h) 1.6 + 23 − 0.005

Si necesitas revisar tus habilidades matemática consulta el "Repaso de matemáticas", en el Apéndice I.

En el apéndice I, "Repaso de matemáticas", se proporciona material adicional sobre operaciones matemáticas. Estudia las partes que desconozcas. Quizá necesites recurrir al apéndice I las veces que requieras un conocimiento adicional de operaciones matemáticas.

2.6 El sistema métrico

sistema métrico o SI

El **sistema métrico** o **Sistema Internacional** (**SI**, del francés *Système International*), es un sistema decimal de unidades para medir masa, longitud, tiempo y otras magnitudes físicas. Diseñado con base en un conjunto de unidades patrón, el sistema métrico utiliza factores de 10 para expresar cantidades mayores o menores de esas unidades. Para expresar cantidades mayores o menores a las unidades patrón se agregan prefijos al nombre de las unidades. Estos prefijos representan múltiplos de 10, haciendo del sistema métrico un sistema decimal de mediciones. En la tabla 2.1 se muestran los nombres, símbolos y valores numéricos de los prefijos. Algunos ejemplos de los prefijos más comunes son

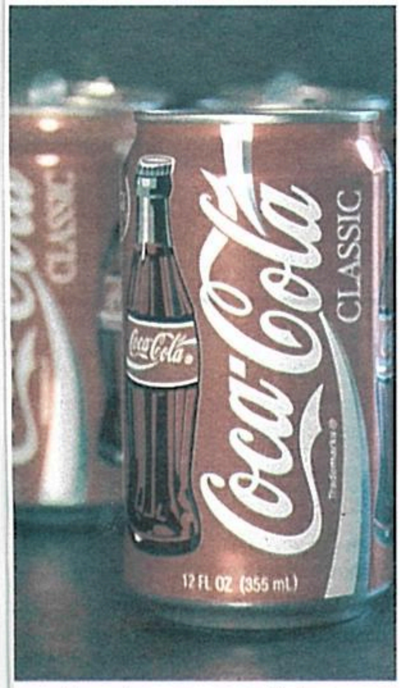
1 *kiló*metro = 1000 metros

1 *kilo*gramo = 1000 gramos

1 *milí*metro = 0.001 metros

1 *micro*segundo = 0.000001 segundo

Los prefijos que más se utilizan en química se muestran en negritas.



Ahora la mayor parte de los productos utilizan ambos sistemas de medidas en sus etiquetas.

Tabla 2.1 Prefijos y valores numéricos de las unidades SI

Prefijo	Símbolo	Valor numérico	Potencia de 10 equivalente
exa	E	1 000 000 000 000 000 000	10^{18}
peta	P	1 000 000 000 000 000	10^{15}
tera	T	1 000 000 000 000	10^{12}
giga	G	1 000 000 000	10^{9}
mega	M	1 000 000	10^{6}
kilo	k	1 000	10^{3}
hecto	h	100	10^{2}
deca	da	10	10^{1}
—	—	1	10^{0}
deci	d	0.1	10^{-1}
centi	c	0.01	10^{-2}
mili	m	0.001	10^{-3}
micro	μ	0.000001	10^{-6}
nano	n	0.000000001	10^{-9}
pico	p	0.000000000001	10^{-12}
femto	f	0.000000000000001	10^{-15}
atto	a	0.000000000000000001	10^{-18}

En la tabla 2.2 aparecen las siete unidades patrón del Sistema Internacional, sus abreviaturas y las magnitudes que se miden con ellas. Otras unidades se derivan de estas unidades. El sistema métrico o Sistema Internacional, es de uso común en casi todo el mundo, no sólo en el terreno científico y técnico, sino también en el comercio y la industria.

Tabla 2.2 Unidades patrón de medidas del Sistema Internacional

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

2.7 Medición de longitud

Los patrones de medida de longitud tienen una larga historia. En el Antiguo Testamento se mencionan unidades como el codo (la distancia del codo de un hombre a la punta de su mano extendida). En la vieja Escocia, la pulgada se definía como una distancia igual al ancho del pulgar de un hombre.

La precisión de los patrones de referencia han mejorado de manera continua.

metro (m)

La unidad patrón de longitud en el sistema métrico es el **metro (m)**. Cuando se presentó por primera vez el sistema métrico (1790), el metro se definió como una diezmillonésima parte de la distancia del Ecuador al Polo Norte, medida a lo largo del meridiano que pasa a través de Dunquerque, Francia. En 1889, el metro se definió de nuevo como la distancia entre dos líneas grabadas sobre una

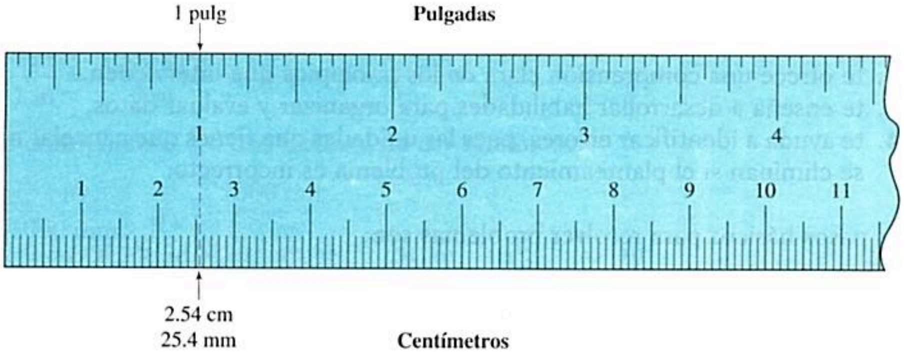


Figura 2.3
Comparación de los sistemas métrico e inglés para medir longitudes: 2.54 cm = 1 pulg.

barra de una aleación de platino-iridio mantenida a 0° Celsius. Esta barra métrica internacional se encuentra en una bóveda en Sèvres, cerca de París. Muchas naciones utilizan duplicados de esta barra métrica como patrón de longitud.

En la década de los años cincuenta del siglo xx, la longitud pudo medirse con tal precisión que se necesitó un nuevo patrón. Así, la longitud del metro se volvió a definir en 1960 y otra vez más en 1983. La última definición describe un metro como la distancia que la luz viaja en el vacío durante 1/299 792 458 de un segundo.

Un metro tiene 39.37 pulgadas, un poco más de 1 yarda. Un metro es igual a 10 decímetros, 100 centímetros o 1000 milímetros (figura 2.3). Un kilómetro contiene 1000 metros. En la tabla 2.3 se muestran las relaciones de estas unidades.

El nanómetro (10^{-9} m) se usa bastante para expresar la longitud de onda de la luz así como las dimensiones atómicas. Al final del libro encontrarás una tabla completa de conversiones comunes.

Relaciones de longitud comunes:

$1\,\text{m} = 10^6\,\mu\text{m} = 10^{10}\,\text{Å}$
$= 100\,\text{cm} = 1000\,\text{mm}$
$1\,\text{cm} = 10\,\text{mm} = 0.01\,\text{m}$
$1\,\text{pulg} = 2.54\,\text{cm}$
$1\,\text{milla} = 1.609\,\text{km}$

Al final del libro encontrarás una tabla de conversiones.

Tabla 2.3 Unidades métricas de longitud

Unidad	Abreviatura	Equivalencia en metros	Equivalencia exponencial
kilómetro	km	1000 m	10^3 m
metro	m	1 m	10^0 m
decímetro	dm	0.1 m	10^{-1} m
centímetro	cm	0.01 m	10^{-2} m
milímetro	mm	0.001 m	10^{-3} m
micrómetro	μm	0.000001 m	10^{-6} m
nanómetro	nm	0.000000001 m	10^{-9} m
angstrom	Å	0.0000000001 m	10^{-10} m

2.8 Resolución de problemas

Muchos principios químicos pueden ilustrarse de manera matemática. Para estudiar química, es *indispensable* aprender a plantear y resolver problemas numéricos en forma sistemática. Una calculadora ahorra mucho tiempo en cálculos.

De ordinario, un problema puede resolverse por varios métodos. Pero en todos ellos lo mejor —en especial para los principiantes— es utilizar un enfoque sistemático y ordenado. En este libro se hace énfasis en el *método de análisis dimensional* porque

En el apéndice II se detalla cómo utilizar una calculador científica.

1. te proporciona una forma sistemática y directa para plantear y resolver los problemas.
2. te ofrece una comprensión clara de los principios que intervienen.
3. te enseña a desarrollar habilidades para organizar y evaluar datos.
4. te ayuda a identificar errores, pues las unidades que tienes que cancelar no se eliminan si el planteamiento del problema es incorrecto.

Los pasos para resolver problemas se resaltan en color para localizarlos con facilidad.

Los pasos básicos para resolver problemas son:

1. Leer con atención el problema. Determinar lo que hay que resolver y anotarlo.
2. Tabular los datos del problema. Es importante destacar todos los factores y medidas con las unidades apropiadas.
3. Determinar los principios involucrados y las relaciones de unidades necesarias para resolver el problema. Tal vez necesites consultar tablas para obtener los datos necesarios.
4. Plantear el problema en forma clara, organizada y lógica, para tener la seguridad de cancelar las unidades no deseadas. Utiliza los ejemplos del texto para plantear el problema.
5. Efectuar las operaciones matemáticas necesarias. Asegúrate de que tu respuesta contiene el número apropiado de cifras significativas.
6. Verificar si la respuesta es razonable.

Unas pocas palabras más respecto a la solución de problemas: no permitas que ningún método formal de resolución de problemas limite tu sentido común e intuición. Si el problema está claro para ti y su solución parece más sencilla por otro método, no dudes en usarlo. Sin embargo, a la larga, deberás ser capaz de resolver problemas que sin el uso del análisis dimensional serían difíciles de resolver.

Mediante el análisis dimensional, una unidad se convierte en otra utilizando factores de conversión.

Las ecuaciones importantes aparecen en recuadros o se destacan en color.

$$\textbf{unidad}_1 \times \textbf{factor de conversión} = \textbf{unidad}_2$$

Si quieres saber cuántos milímetros hay en 2.5 metros, necesitas convertir metros (m) en milímetros (mm). Empieza por escribir

$$\text{m} \times \text{factor de conversión} = \text{mm}$$

Este factor de conversión debe cumplir con dos aspectos: cancelar (o eliminar) metros e introducir milímetros —la unidad que se desea en la respuesta—. Dicho factor de conversión debe expresarse en forma de fracción, donde metros esté como denominador y milímetros como numerador:

$$\cancel{\text{m}} \times \frac{\text{mm}}{\cancel{\text{m}}} = \text{mm}$$

Sabemos que 1 m = 1000 mm. A partir de esta relación podemos escribir dos factores de conversión —dividiendo ambos miembros de la ecuación entre la misma cantidad:

$$\frac{1\ \text{m}}{1000\ \text{mm}} = \frac{1000\ \text{mm}}{1000\ \text{mm}} \longrightarrow \frac{1\ \text{m}}{1000\ \text{mm}} = 1$$

o bien

$$\frac{1\,\text{m}}{1\,\text{m}} = \frac{1000\,\text{mm}}{1\,\text{m}} \longrightarrow 1 = \frac{1000\,\text{mm}}{1\,\text{m}}$$

Por consiguiente, los dos factores de conversión son

$$\frac{1\,\text{m}}{1000\,\text{mm}} \quad \text{y} \quad \frac{1000\,\text{mm}}{1\,\text{m}}$$

Sabemos que multiplicar una medida por 1 no cambia su valor. Como ambos factores de conversión son iguales a 1, podemos multiplicar la medida por el que sea apropiado para la conversión de unidades.

Al escoger el factor de conversión $\frac{1000\,\text{mm}}{1\,\text{m}}$, podemos plantear el cálculo para la conversión de 2.5 m en milímetros:

$$(2.5\,\cancel{\text{m}})\left(\frac{1000\,\text{mm}}{1\,\cancel{\text{m}}}\right) = 2500\,\text{mm} \quad \text{o} \quad 2.5 \times 10^3\,\text{mm}$$

(dos cifras significativas)

Advierte que al hacer este cálculo, las unidades se tratan como números; los metros en el numerador se cancelan con metros en el denominador.

Ahora supongamos que necesitas convertir 215 centímetros en metros. Empezamos con

$$\text{cm} \times \text{factor de conversión} = \text{m}$$

En el factor de conversión deben aparecer centímetros en el denominador y metros en el numerador:

$$\cancel{\text{cm}} \times \frac{\text{m}}{\cancel{\text{cm}}} = \text{m}$$

A partir de la relación 100 cm = 1 m, podemos escribir un factor que cumple con esta conversión:

$$\frac{1\,\text{m}}{100\,\text{cm}}$$

Ahora planteamos el cálculo con los datos proporcionados:

$$(215\,\cancel{\text{cm}})\left(\frac{1\,\text{m}}{100\,\cancel{\text{cm}}}\right) = 2.15\,\text{m}$$

Algunos problemas requieren varias conversiones para obtener las unidades correctas en la respuesta. Por ejemplo, supón que deseamos conocer el número de segundos que tiene un día. Necesitamos convertir la unidad días en segundos en esta forma:

En los problemas y diagramas de flujo, las unidades se destacan en color para ayudar a identificar las etapas del proceso.

día → horas → minutos → segundos

Esta serie requiere tres factores de conversión, uno para cada etapa. Convertimos días en horas (h), horas en minutos (min) y minutos en segundos (s). Las conversiones pueden hacerse de manera individual o en secuencia continua:

$$\cancel{\text{día}} \times \frac{\text{h}}{\cancel{\text{día}}} \longrightarrow \cancel{\text{h}} \times \frac{\text{min}}{\cancel{\text{h}}} \longrightarrow \cancel{\text{min}} \times \frac{\text{s}}{\cancel{\text{min}}} = \text{s}$$

$$\cancel{\text{día}} \times \frac{\cancel{\text{h}}}{\cancel{\text{día}}} \times \frac{\cancel{\text{min}}}{\cancel{\text{h}}} \times \frac{\text{s}}{\cancel{\text{min}}} = \text{s}$$

Al insertar los factores apropiados, se calcula que el número de segundos que tiene un día es

$$(1\ \cancel{\text{día}})\left(\frac{24\ \cancel{\text{h}}}{1\ \cancel{\text{día}}}\right)\left(\frac{60\ \cancel{\text{min}}}{1\ \cancel{\text{h}}}\right)\left(\frac{60\ \text{s}}{1\ \cancel{\text{min}}}\right) = 86\,400.\ \text{s}$$

Los cinco dígitos en 86 400 son significativos, pues todos los factores del cálculo son números exactos.

Escribe las unidades correctas de cada factor.

El análisis dimensional que se usó en los ejemplos precedentes muestra cómo se deducen y utilizan los factores de conversión unitarios en cálculos. A medida que te vuelvas más diestro podrás eliminar pasos y escribir los factores de manera directa en los cálculos. Los ejemplos siguientes muestran la conversión de unidades del sistema inglés al sistema métrico.

Ejemplo 2.11 ¿Cuántos centímetros hay en 2.00 pies?

SOLUCIÓN El procedimiento en etapas para convertir pies en centímetros puede hacerse de esta manera: convierte pies en pulgadas; luego convierte pulgadas en centímetros:

pies → pulgadas → centímetros

Los factores de conversión necesarios son

$$\frac{12\ \text{pulg}}{1\ \text{pie}} \quad \text{y} \quad \frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \text{pulg}}$$

$$(2.00\ \cancel{\text{pies}})\left(\frac{12\ \text{pulg}}{1\ \cancel{\text{pie}}}\right) = 24.0\ \text{pulg}$$

$$(24.0\ \cancel{\text{pulg}})\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right) = 61.0\ \text{cm}$$

Como 1 pie y 12 pulg son números exactos, la cantidad de cifras significativas permitidas en la respuesta es de tres, con base en el número 2.00.

Ejemplo 2.12 ¿Cuántos metros tiene un campo de futbol de 100 yardas?

SOLUCIÓN La conversión de unidades en etapas, de yardas en metros, puede hacerse de la manera siguiente, con los factores de conversión adecuados:

yarda → pie → pulg → cm → m

$$(100.\ \cancel{\text{yd}})\left(\frac{3\ \text{pies}}{1\ \cancel{\text{yd}}}\right) = 300.\ \text{pies}$$

$$(300.\ \cancel{\text{pies}})\left(\frac{12\ \text{pulg}}{1\ \cancel{\text{pie}}}\right) = 3600\ \text{pulg}$$

$$(3600\ \cancel{\text{pulg}})\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right) = 9144\ \text{cm}$$

$$(9144\ \cancel{\text{cm}})\left(\frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}}\right) = 91.4\ \text{m} \quad \text{(tres cifras significativas)}$$

Los ejemplos 2.11 y 2.12 se pueden resolver con una expresión lineal escribiendo en forma sucesiva los factores de conversión. Con este método se ahorran una o dos etapas de cálculo y los valores numéricos pueden reducirse a términos más sencillos y, por tanto, a cálculos más sencillos. Las expresiones lineales sencillas para los ejemplos 2.11 y 2.12 son

$$(2.00\ \cancel{\text{pies}})\left(\frac{12\ \cancel{\text{pulg}}}{\cancel{1\ \text{pie}}}\right)\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{\cancel{1\ \text{pulg}}}\right) = 61.0\ \text{cm}$$

$$(100.\ \cancel{\text{yd}})\left(\frac{3\ \cancel{\text{pies}}}{1\ \cancel{\text{yd}}}\right)\left(\frac{12\ \cancel{\text{pulg}}}{1\ \cancel{\text{pie}}}\right)\left(\frac{2.54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right)\left(\frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}}\right) = 91.4\ \text{m}$$

Si necesitas ayuda para efectuar estos cálculos en forma simultánea en tu calculadora, consulta el apéndice II.

Al usar sólo las unidades (ejemplo 2.12), vemos que la cancelación en etapas procede en forma sucesiva hasta llegar a la unidad deseada.

$$\cancel{\text{yd}} \times \frac{\cancel{\text{pie}}}{\cancel{\text{yd}}} \times \frac{\cancel{\text{pulg}}}{\cancel{\text{pie}}} \times \frac{\cancel{\text{cm}}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{m}}{\cancel{\text{cm}}} = \text{m}$$

Práctica 2.6

(a) ¿Cuántos metros hay en 10.5 millas?
(b) ¿Cuál es el área de un rectángulo de 6.0 pulg × 9.0 pulg en metros cuadrados?

Ejemplo 2.13

¿Cuántos centímetros cúbicos (cm^3) hay en una caja que mide 2.20 pulg por 4.00 pulg por 6.00 pulg?

SOLUCIÓN

Primero necesitamos calcular el volumen de la caja en pulgadas cúbicas ($pulg^3$), multiplicando longitud × ancho × altura:

$$(2.20\ \text{pulg})(4.00\ \text{pulg})(6.00\ \text{pulg}) = 52.8\ \text{pulg}^3$$

Ahora convertimos $pulg^3$ en cm^3 utilizando tres veces la relación entre pulgadas y centímetros:

$$\cancel{\text{pulg}^3} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} \times \frac{\text{cm}}{\cancel{\text{pulg}}} = \text{cm}^3$$

$$(52.8\ \cancel{\text{pulg}^3})\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right)\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right)\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right) = 865\ \text{cm}^3$$

Ejemplo 2.14

El conductor de un automóvil respeta el límite de velocidad de 55 millas por hora. ¿A qué velocidad viaja su auto en kilómetros por segundo?

SOLUCIÓN

Se necesitan tres conversiones para resolver este problema:

$\text{mi} \rightarrow \text{km}$
$\text{h} \rightarrow \text{min} \rightarrow \text{s}$

Para convertir mi → km.

$$\left(\frac{55\ \cancel{\text{mi}}}{\text{h}}\right)\left(\frac{1.609\ \text{km}}{1\ \cancel{\text{mi}}}\right) = 88\frac{\text{km}}{\text{h}}$$

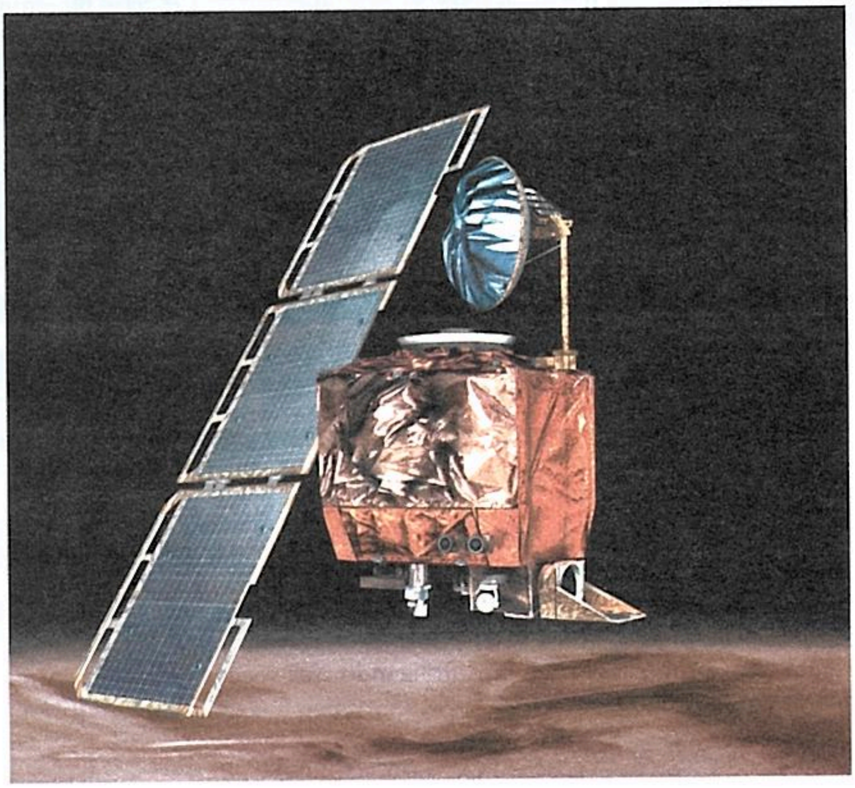
Enseguida debemos convertir h → min → s. Advierte que horas está en el denominador de nuestra cantidad, así que, en el factor de conversión, horas debe estar en el numerador:

$$\left(\frac{88\ \text{km}}{\cancel{\text{h}}}\right)\left(\frac{1\ \cancel{\text{h}}}{60\ \cancel{\text{min}}}\right)\left(\frac{1\ \cancel{\text{min}}}{60\ \text{s}}\right) = 0.024\frac{\text{km}}{\text{s}}$$

QUÍMICA EN ACCIÓN • Estar al día sobre las unidades de medida

¿Por qué a los científicos les preocupan tanto las unidades? La Administración Nacional de Aeronáutica y del Espacio (NASA) hizo recordar con exactitud por qué es tan importante estar al día sobre las unidades de medida. En 1999, un satélite de 125 millones de dólares se perdió en la atmósfera de Marte debido a que los científicos hicieron algunas suposiciones incorrectas acerca de las unidades. Los científicos de la NASA del Laboratorio de Propulsión a Chorro (JPL, por sus siglas en inglés) de Pasadena, California, recibieron datos sobre el sistema de propulsión que les envió el fabricante de satélites Lockheed Martin Aeronautics de Denver, Colorado. Por desgracia, los científicos de Denver utilizaron unidades inglesas en sus mediciones y los del JPL supusieron que eran unidades métricas. Este error provocó que el satélite descendiera en la atmósfera de Marte 100 km más abajo de lo planeado. La nave espacial se incineró por fricción con la atmósfera.

Medir y utilizar las unidades correctas es muy importante. En realidad, puede ser tan crítico como se acaba de ver. Por ejemplo, un avión de propulsión a chorro canadiense casi estalló cuando los tanques se llenaron con 22 300 libras (en lugar de kg) de combustible. El cálculo de la distancia se hizo en términos de kg y la aeronave casi se quedó sin combustible antes de aterrizar en el sitio de llegada. Las unidades correctas también son importantes para tener la seguridad de que al comprar cortinas, alfombras o artefactos caseros se ajusten a las medidas tomadas. Pon atención a las unidades, tanto en la resolución de problemas de química como en la vida diaria.



Satélite artificial para el clima en Marte.

Práctica 2.7
¿Cuántos metros cúbicos tiene un cuarto que mide 8 pies × 10 pies × 12 pies?

2.9 Medición de la masa

kilogramo

El gramo es una unidad para la medición de masa, pero es una cantidad de masa demasiado pequeña; por ejemplo, una moneda de 5 centavos de dólar tiene una masa aproximada de 5 gramos. Por consiguiente, la unidad patrón de masa en el sistema SI es el **kilogramo** (igual a 1000 g). Por acuerdo internacional, la cantidad de masa en un kilogramo se define exactamente igual a la masa que tiene un cilindro de platino-iridio (kilogramo prototipo internacional) que se guarda en una bóveda en Sèvres, Francia. Al comparar esta unidad de masa con 1 lb (16 oz), encontramos que 1 kg es igual a 2.205 lb. Una libra es igual a 453.6 g (0.4536 kg). Para indicar unidades mayores o menores a un gramo, se emplean los mismos prefijos que se aplican a las medidas de longitud (tabla 2.4).

Para medir la masa se utiliza una balanza. En algunas de ellas se puede determinar la masa de objetos con aproximación a los microgramos. La elección

Tabla 2.4 Unidades métricas de masa

Unidad	Abreviatura	Equivalencia en gramos	Equivalencia exponencial
kilogramo	kg	1000 g	10^3 g
gramo	g	1 g	10^0 g
decigramo	dg	0.1 g	10^{-1} g
centigramo	cg	0.01 g	10^{-2} g
miligramo	mg	0.001 g	10^{-3} g
microgramo	μg	0.000001 g	10^{-6} g

de la balanza depende de la precisión requerida y de la cantidad de muestra. En la figura 2.4 se muestran diferentes balanzas.

Para pasar de gramos a miligramos usamos el factor de conversión 1000 mg/g. El planteamiento para convertir 25 g en miligramos es

$$(25\,\cancel{g})\left(\frac{1000\text{ mg}}{1\,\cancel{g}}\right) = 25\,000\text{ mg} \qquad (2.5 \times 10^4\text{ mg})$$

Relaciones de masa comunes:

1 g = 1000 mg

1 kg = 1000 g

1 kg = 2.205 lb

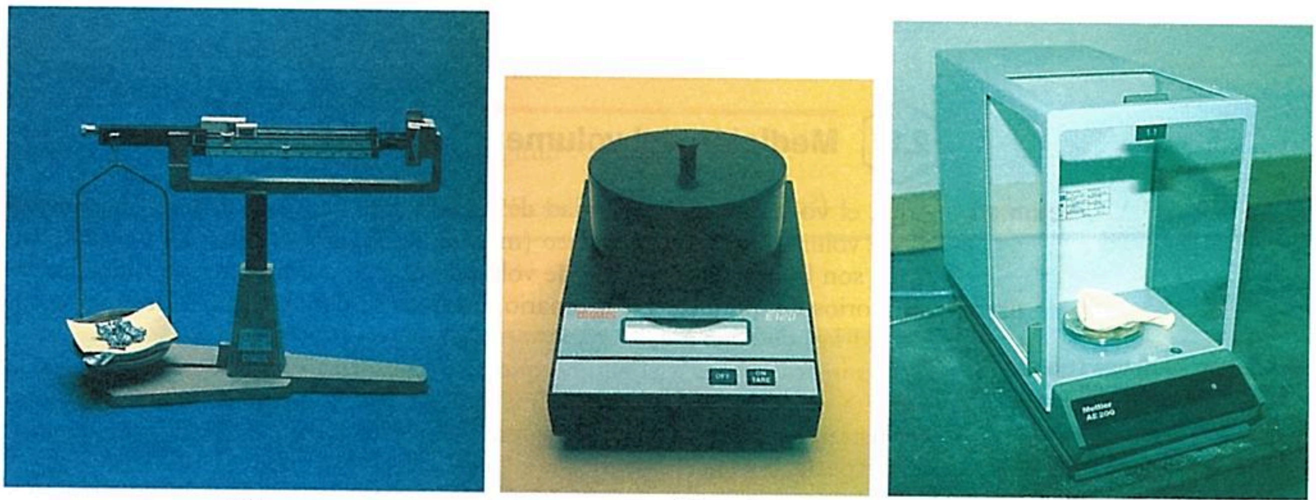
1 lb = 453.6 g

Advierte que multiplicar un número por 1000 es lo mismo que multiplicarlo por 10^3, y se puede hacer con sólo recorrer el punto decimal tres lugares a la derecha:

$$(6.428)(1000) = 6428 \qquad (6.\underbrace{428}_{3})$$

Para pasar de miligramos a gramos usamos el factor de conversión 1 g/1000 mg. Por ejemplo, para convertir 155 mg en gramos:

$$(155\,\cancel{\text{mg}})\left(\frac{1\text{ g}}{1000\,\cancel{\text{mg}}}\right) = 0.155\text{ g}$$



(a) (b) (c)

Figura 2.4
(a) Balanza de barra cuádruple con precisión de 0.01 g; (b) balanza electrónica digital de carga superior, con precisión de 0.001 g (1 mg), y (c) balanza analítica digital electrónica con precisión de 0.0001 g (0.1 mg).

Las conversiones de unidades inglesas en métricas se muestran en los ejemplos 2.15 y 2.16.

Ejemplo 2.15 ¿Cuántos gramos de polvo de hornear contiene un paquete de 1.50 lb?

SOLUCIÓN Resolvemos este ejemplo por el número de gramos que equivalen a 1.50 lb. Como 1 lb = 453.6 g, el factor de conversión es 453.6 g/lb:

$$(1.50\ \cancel{\text{lb}})\left(\frac{453.6\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{lb}}}\right) = 680.\ \text{g}$$

Ejemplo 2.16 Supón que cuatro plumas de avestruz pesan 1.00 lb. Considerando que cada pluma tiene la misma masa, ¿cuántos miligramos pesa una pluma?

SOLUCIÓN En este problema, la conversión de unitaria es de 1 lb/4 plumas en miligramos por pluma. Dado que la unidad *pluma* se encuentra en el denominador tanto de la unidad de partida como a la que se quiere llegar, las conversiones unitarias son

$$\text{lb} \longrightarrow \text{g} \longrightarrow \text{mg}$$

$$\left(\frac{1.00\ \cancel{\text{lb}}}{4\ \text{plumas}}\right)\left(\frac{453.6\ \cancel{\text{g}}}{1\ \cancel{\text{lb}}}\right)\left(\frac{1000\ \text{mg}}{1\ \cancel{\text{g}}}\right) = \frac{113\,400\ \text{mg}}{\text{plumas}}(1.13 \times 10^5\ \text{mg/plumas})$$

Práctica 2.8
Durante un viaje por Europa, despiertas una mañana y encuentras que tu masa es de 75.0 kg. Determina el equivalente, en libras, para saber si necesitas ponerte a dieta antes de regresar a casa.

Práctica 2.9
Una pelota de tenis tiene una masa de 65 g. Determina su masa en libras.

2.10 Medición del volumen

volumen

litro

Aquí, el **volumen** es la cantidad de espacio que ocupa la materia. La unidad SI de volumen es el *metro cúbico* (m^3). Sin embargo, el litro (L) y el mililitro (mL) son las unidades patrón de volumen que se utilizan en casi todos los laboratorios de química. De ordinario, un **litro** se define como 1 decímetro cúbico (1 kg) de agua a 4 °C.

Los instrumentos o el equipo que más se utiliza para medir líquidos son la probeta graduada, el matraz volumétrico, la bureta, la pipeta y la jeringa, que se ilustran en la figura 2.5. Por lo común, estos objetos son de vidrio o de plástico especial y vienen en varios tamaños.

El volumen de un cubo o un recipiente rectangular puede determinarse multiplicando su longitud × ancho × altura. Así, una caja de 10 cm por lado tiene un volumen de (10 cm)(10 cm)(10 cm) = 1000 cm^3. Veamos algunos ejemplos.

Relaciones comunes de volumen:

1 L = 1000 mL = 1000 cm^3
1 mL = 1 cm^3
1 L = 1.057 cuartos
946.1 mL = 1 cuarto

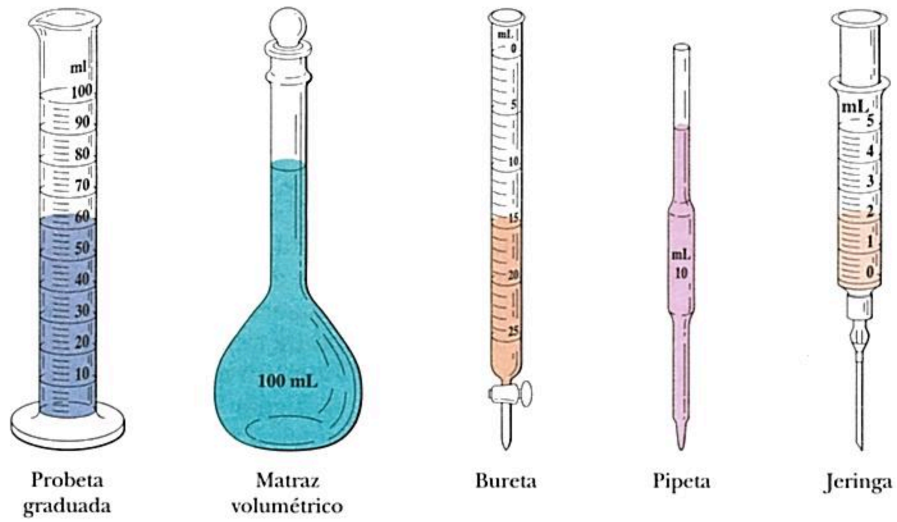


Figura 2.5
Material calibrado de vidrio para medir el volumen de líquidos.

Ejemplo 2.17

¿Cuántos mililitros hay en 3.5 litros?

SOLUCIÓN

El factor de conversión para transformar litros en mililitros es 1000 mL/L:

$$(3.5\ \cancel{L})\left(\frac{1000\ \text{mL}}{\cancel{L}}\right) = 3500\ \text{mL} \qquad (3.5 \times 10^3\ \text{mL})$$

Los litros se pueden convertir en mililitros recorriendo el punto decimal tres lugares a la derecha y cambiando las unidades a mililitros.

$$1.500\ \text{L} = 1500.\ \text{mL}$$

Ejemplo 2.18

¿Cuántos centímetros cúbicos hay en un cubo que tiene 11.1 pulg por lado?

SOLUCIÓN

Primero convertimos pulgadas en centímetros; nuestro factor de conversión es 2.54 cm/pulg:

$$(11.1\ \text{pulg})\left(\frac{2.54\ \text{cm}}{1\ \cancel{\text{pulg}}}\right) = 28.2\ \text{cm por lado}$$

Después determinamos el volumen (longitud × ancho × altura):

$$(28.2\ \text{cm})(28.2\ \text{cm})(28.2\ \text{cm}) = 22\ 426\ \text{cm}^3 \qquad (2.24 \times 10^4\ \text{cm}^3)$$

Práctica 2.10
Una botella de vino excelente contiene 750 mL. ¿Cuál es su volumen en cuartos?

Práctica 2.11
En los países anglosajones la leche se vende en envases de medio galón. Determina el número de litros que equivale a esta cantidad.

Cuando resuelvas problemas que comprendan varios pasos, sólo debes redondear el resultado final. Aquí hemos redondeado los problemas de ejemplo, a fin de ilustrar el uso apropiado de las cifras significativas.

2.11 Medición de la temperatura

calor

temperatura

El **calor** es una forma de energía asociada con el movimiento de partículas pequeñas de materia. El término *calor* indica la cantidad de energía que contiene un sistema o la cantidad de energía que se añade o se retira de un sistema. Aquí, el término *sistema* se refiere sencillamente a la entidad que se calienta o enfría. Según la cantidad de energía calorífica existente, se dice que el sistema está caliente o frío. La **temperatura** es una medida de la intensidad del calor (qué tan caliente está un sistema), independientemente de su tamaño. El calor siempre fluye de una región de alta temperatura a uno de baja temperatura. La unidad SI de temperatura es el kelvin. El instrumento de laboratorio común para medir temperatura es un termómetro (figura 2.6).

La temperatura de un sistema se puede expresar en varias escalas diferentes. Las tres escalas de temperatura de uso común son las escalas Celsius, Kelvin (absoluta) y Fahrenheit. La unidad de temperatura en las escalas Celsius y Fahrenheit se llama *grado*, pero la magnitud de los grados Celsius y Fahrenheit no es igual. El símbolo de los grados Celsius o Fahrenheit es °, y se coloca como supraíndice después del número y antes del símbolo de la escala. Por tanto, 100 °C significa 100 *grados Celsius*. El signo de grado no se utiliza en la escala de temperatura Kelvin.

grados Celsius = °C

Kelvin (temperatura absoluta) = K

grados Fahrenheit = °F

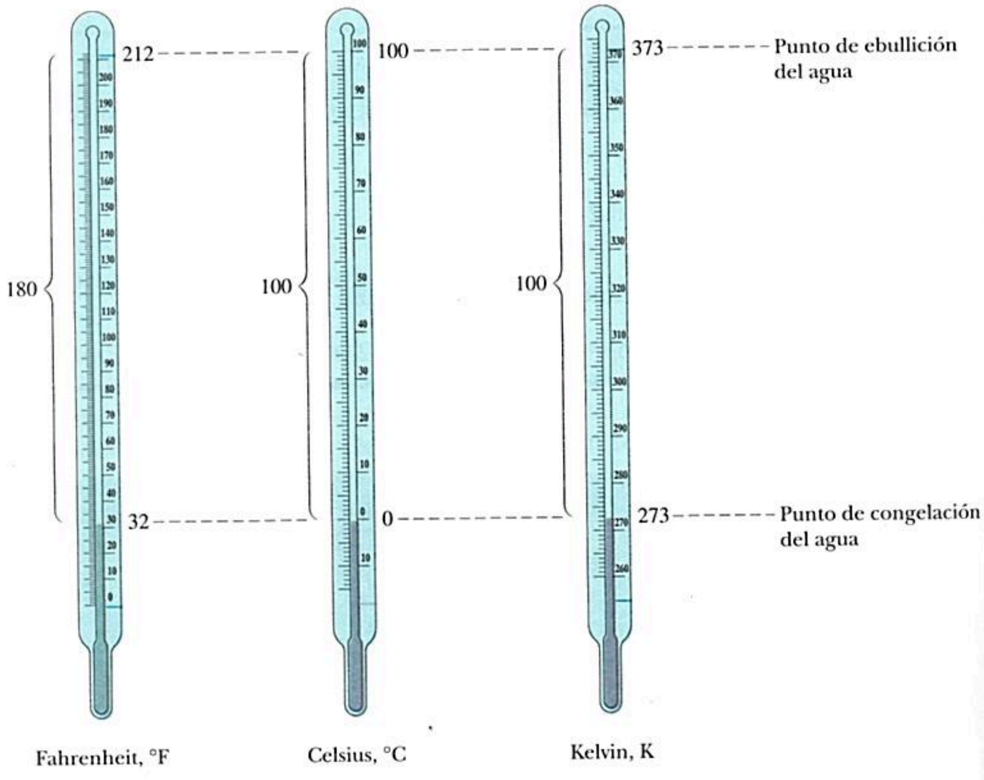


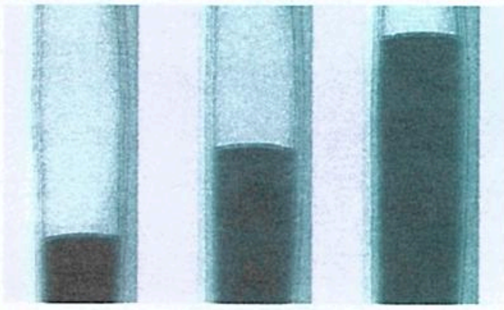
Figura 2.6
Comparación de las escalas de temperatura Celsius, Kelvin y Fahrenheit.

QUÍMICA EN ACCIÓN • Termómetros invisibles

Mientras que los termómetros de mercurio han sido sustituidos por los nuevos termómetros infrarrojos digitales para uso humano, los científicos han encontrado la manera de medir la temperatura en situaciones microscópicas.

El nanotermómetro diminuto que inventaron Yihao Gao y Yoshio Bando del Instituto Nacional de Ciencia de los Materiales de Tsukuba, Japón, funciona exactamente igual que el anticuado termómetro de mercurio. Salvo que en lugar de hacer bizcos para leer los números, se necesita un microscopio electrónico para hacer la lectura en el nanotermómetro. El diminuto nanotermómetro mide 1/100 del grosor de un cabello humano.

Los científicos descubrieron el nanotermómetro por azar. Estaban tratando de hacer alambres de nitruro de galio a nanoescala y, por accidente, crearon cilindros huecos diminutos de carbono (llamados nanotubos de carbono). La sorpresa fue aún mayor cuando descubrieron que los tubos estaban llenos de galio. El galio se conserva líquido entre 29.76 °C y 2204 °C. Gao y Bando realizaron experimentos con sus tubos diminutos y simplemente descubrieron que el galio de los tubos se expandía en forma directa con el cambio de temperatura, justo como funciona un termómetro de mercurio. El nanotermómetro tiene un intervalo de 50 a 500 °C.



88 °C   245 °C   490 °C

Nanotermómetro

En la escala Celsius, el intervalo entre las temperaturas de congelación y ebullición de agua se divide entre 100 partes iguales, o grados. Al punto de congelación del agua se le asigna una temperatura de 0 °C y al punto de ebullición del agua la temperatura de 100 °C. La escala Kelvin de temperatura se conoce como la escala absoluta de temperatura (o de temperatura absoluta) porque 0 K es la temperatura más baja que, en teoría, se puede alcanzar. El cero Kelvin es 273.15 grados Celsius bajo cero (la magnitud de un kelvin es igual a la de un grado Celsius). En la escala kelvin, el punto de congelación del agua es de 273.15 K. La escala Fahrenheit tiene 180 grados entre las temperaturas de congelación y de ebullición del agua. En esta escala, el punto de congelación de agua es de 32 °F y el punto de ebullición es de 212 °F:

$$0\ °C \cong 273\ K \cong 32\ °F \qquad 100\ °C \cong 373\ K \cong 212\ °F$$

En la figura 2.6, se comparan las tres escalas. Aunque en estas escalas el cero absoluto (0 K) es el límite inferior de temperatura, la temperatura no tiene límite superior. Se sabe que en el Sol y otras estrellas hay temperaturas de varios millones de grados.

Si observamos la figura 2.6, podemos advertir que hay 100 grados Celsius y 100 kelvin entre los puntos de congelación y de ebullición del agua, pero hay 180 grados Fahrenheit entre estas dos temperaturas. Por tanto, la magnitud del grado Celsius y del kelvin es la misma, pero 1 grado Celsius es igual a 1.8 grados Fahrenheit.

$$\frac{180}{100} = 1.8$$

A partir de estos datos, pueden deducirse fórmulas matemáticas para la interconversión entre estas escalas de temperatura:

$$K = °C + 273.15$$

$$°F = (1.8 \times °C) + 32$$

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

Ejemplo 2.19 La temperatura a la que se funde la sal de mesa (cloruro de sodio) es de 800. °C. ¿Cuál es esta temperatura en las escalas Kelvin y Fahrenheit?

SOLUCIÓN Para calcular K a partir de °C, utilizamos la fórmula

$$\mathrm{K} = {}^\circ\mathrm{C} + 273.15$$
$$\mathrm{K} = 800.\ {}^\circ\mathrm{C} + 273.15 = 1073\ \mathrm{K}$$

Para calcular °F a partir de °C, usamos la fórmula

$${}^\circ\mathrm{F} = (1.8 \times {}^\circ\mathrm{C}) + 32$$
$${}^\circ\mathrm{F} = (1.8)(800.\ {}^\circ\mathrm{C}) + 32$$
$${}^\circ\mathrm{F} = 1440 + 32 = 1472\ {}^\circ\mathrm{F}$$

Al resumir nuestros cálculos vemos que

$$800.\ {}^\circ\mathrm{C} = 1073\ \mathrm{K} = 1472\ {}^\circ\mathrm{F}$$

Recuerda que la medida original de 800. °C estaba en el lugar de las unidades, de modo que la temperatura convertida también corresponde al lugar de las unidades.

Ejemplo 2.20 El 1o. de diciembre, la temperatura en Honolulú, Hawai, era 110 °F, un nuevo récord. Convierte esta temperatura en °C.

SOLUCIÓN Utilizamos la fórmula

$${}^\circ\mathrm{C} = \frac{{}^\circ\mathrm{F} - 32}{1.8}$$
$${}^\circ\mathrm{C} = \frac{110. - 32}{1.8} = \frac{78}{1.8} = 43\ {}^\circ\mathrm{C}$$

Ejemplo 2.21 ¿Qué temperatura en la escala Fahrenheit corresponde a −8.0 °C? (Observa el signo negativo en este problema.)

SOLUCIÓN

$${}^\circ\mathrm{F} = (1.8 \times {}^\circ\mathrm{C}) + 32$$
$${}^\circ\mathrm{F} = (1.8)(-8.0) + 32 = -14 + 32$$
$${}^\circ\mathrm{F} = 18\ {}^\circ\mathrm{F}$$

A menos que se especifique otra cosa, las temperaturas que se utilizan en este libro están en grados Celsius (°C). Luego de la conversión, la temperatura debe expresarse con la misma precisión que la medición original.

Práctica 2.12
El helio hierve a 4 K. Convierte esta temperatura en °C y después en °F.

Práctica 2.13
La temperatura "normal" del cuerpo humano es 98.6 °F. Convierte ésta en °C y K.

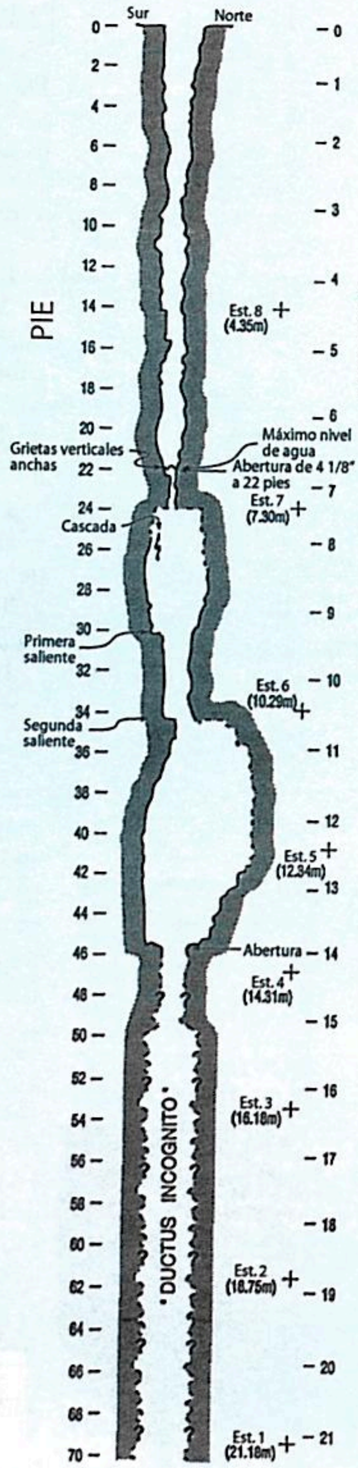
QUÍMICA EN ACCIÓN • Tomar la temperatura del Old Faithful

Si alguna vez has batallado para tomar la temperatura de un niño enfermo, imagina la dificultad para tomar la temperatura de un géiser. ¡Éstas son las tareas que los científicos escogen! En 1984, James A. Westphal y Susan W. Keiffer, geólogos del Instituto de Tecnología de California, midieron la temperatura y la presión interna del Old Faithful durante varias erupciones, a fin de aprender más acerca del comportamiento de un géiser. Las mediciones, tomadas en ocho puntos de profundidad a lo largo de la parte superior del géiser, fueron tan variadas y complicadas que los investigadores tuvieron que regresar a Yellowstone en 1992 para investigar más sobre la estructura y el funcionamiento del Old Faithful. Para ver lo que sucedía entre las erupciones, Westphal y Keiffer introdujeron en el géiser una cámara de video aislada de 2 pulg. Keiffer consideró que el respiradero (abertura en el suelo) era un tubo vertical uniforme, pero no fue así. En lugar de ello, parece que el géiser resultó ser una grieta con orientación este-oeste en la tierra y cuya profundidad es por lo menos de 14 m. En algunos sitios la grieta tiene una anchura de 1.8 m y en otras se angosta a menos de 15 cm. Las paredes de la abertura tienen muchas grietas, lo que permite la entrada del agua a varias profundidades. La naturaleza compleja de los datos de temperatura se explica por estas fracturas. El agua fría entra a la abertura a profundidades de 5.5 y 7.5 m. El agua y el vapor sobrecalentados resoplan en el respiradero a 14· m bajo tierra. Según Westphal, el aumento de la temperatura hasta 130 °C al inicio de una erupción sugiere que el desfogue de agua y vapor por el respiradero proviene de fuentes geotérmicas más profundas.

Durante los primeros 20-30 segundos de una erupción, el vapor y el agua hirviendo salen disparados por la parte más angosta del respiradero a una velocidad cercana a la del sonido. El tubo estrecho limita la velocidad con que el agua puede salir del geíser. Cuando la presión disminuye a un valor por debajo del crítico, el proceso pierde ímpetu y el Old Faithful se aquieta de nuevo.

La frecuencia de las erupciones del Old Faithful no tienen sincronía, sino que varían de 45 a 105 minutos; el promedio es del orden de 79 minutos. Las variaciones de tiempo entre erupciones dependen de la cantidad de agua hirviente que queda en la fisura. Según Westphal, "No hay un patrón verdadero, salvo que a una erupción corta le sigue una larga". Las mediciones de temperatura dentro del Old Faithful han permitido a los científicos comprender más acerca de lo que causa la erupción de un géiser.

Las erupciones del Old Faithful se proyectan al aire a una altura promedio de 130 pies.



2.12 Densidad

densidad

Densidad (d) es la relación entre la masa de una sustancia y el volumen que ocupa esa masa; es la masa por unidad de volumen y se expresa por medio de la ecuación

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

La densidad es una característica física de una sustancia que puede utilizarse para ayudar a identificarla. Cuando se da la densidad de un sólido o un líquido, la masa suele expresarse en gramos y el volumen en mililitros o centímetros cúbicos.

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{\text{g}}{\text{mL}} \quad \text{o} \quad d = \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Debido a que el volumen de una sustancia (en especial de líquidos y gases) varía con la temperatura, es importante establecer la temperatura junto con la densidad. Por ejemplo, el volumen de 1.0000 g de agua a 4 °C es de 1.0000 mL; a 20 °C es de 1.0018 mL, y a 80 °C es de 1.0290 mL. La densidad varía, por consiguiente, con la temperatura.

La densidad del agua a 4 °C es de 1.0000 g/mL, pero a 80 °C es 0.9718 g/mL:

$$d^{4\,°\text{C}} = \frac{1.0000\ \text{g}}{1.0000\ \text{mL}} = 1.0000\ \text{g/mL}$$

$$d^{80\,°\text{C}} = \frac{1.0000\ \text{g}}{1.0290\ \text{mL}} = 0.97182\ \text{g/mL}$$

La densidad del hierro a 20 °C es 7.86 g/mL.

$$d^{20\,°\text{C}} = \frac{7.86\ \text{g}}{1.00\ \text{mL}} = 7.86\ \text{g/mL}$$

En la figura 2.7 se compara la densidad de varios materiales.

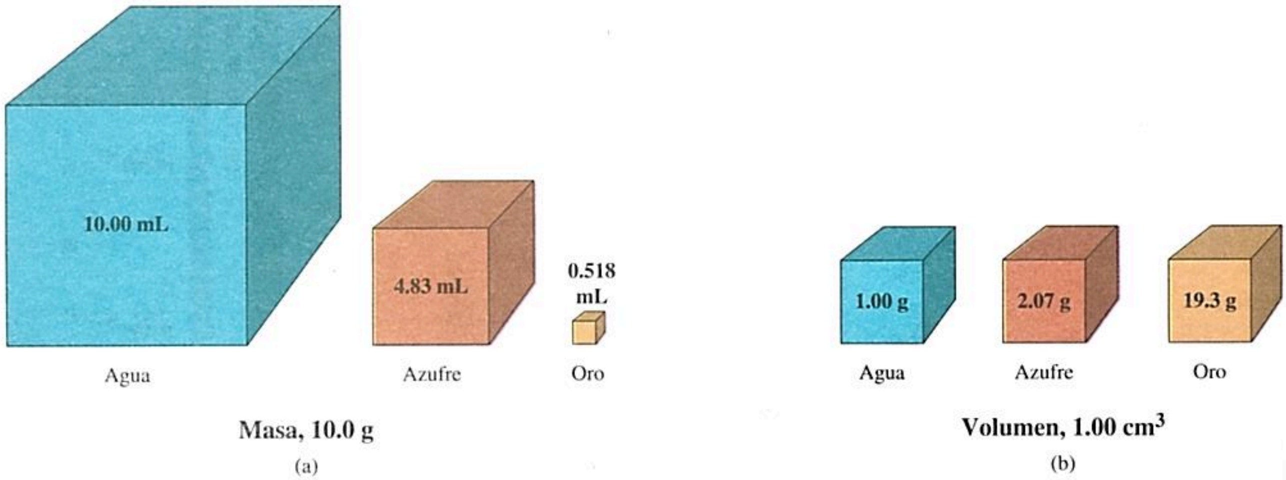


Figura 2.7
(a) Comparación de los volúmenes de masas iguales (10.0 g) de agua, azufre y oro. (b) Comparación de las masas de volúmenes iguales (1.00 cm^3) de agua, azufre y oro. (El agua está a 4 °C; los dos sólidos, a 20 °C.)

Tabla 2.5 Densidad de algunos materiales

Líquidos y sólidos		Gases	
Material	Densidad (g/mL a 20 °C)	Material	Densidad (g/L a 0 °C)
Madera (abeto Douglas)	0.512	Hidrógeno	0.090
Alcohol etílico	0.789	Helio	0.178
Aceite vegetal	0.91	Metano	0.714
Agua (4 °C)	**1.000***	Amoníaco	0.771
Azúcar	1.59	Neón	0.90
Glicerina	1.26	Monóxido de carbono	1.25
Jarabe de maíz	1.37	Nitrógeno	1.251
Magnesio	1.74	**Aire**	**1.293***
Ácido sulfúrico	1.84	Oxígeno	1.429
Azufre	2.07	Cloruro de hidrógeno	1.63
Sal	2.16	Argón	1.78
Aluminio	2.70	Dióxido de carbono	1.963
Plata	10.5	Cloro	3.17
Plomo	11.34		
Mercurio	13.55		
Oro	19.3		

* Para comparar densidades, la referencia es la densidad del agua para sólidos y líquidos; el aire es la referencia para los gases.

De ordinario, la densidad de líquidos y sólidos se expresa en gramos por mililitro (g/mL) o gramos por centímetro cúbico (g/cm^3). Sin embargo, la densidad de los gases se expresa en gramos por litro (g/L). A menos que se especifique otra cosa, la densidad de los gases se da a 0 °C y 1 atmósfera de presión (que se estudiará en el capítulo 13). En la tabla 2.5 aparece una lista de la densidad de algunos materiales comunes.

Supón que vertimos de manera sucesiva agua, jarabe de maíz y aceite vegetal dentro de una probeta graduada. El resultado es un sistema líquido de tres capas. ¿Podemos predecir el orden de las capas de los líquidos? Sí, consultando la densidad en la tabla 2.5. El jarabe de maíz tiene la mayor densidad (1.37 g/mL), y el aceite vegetal tiene la menor densidad (0.91 g/mL). El jarabe quedará en la capa del fondo y el aceite vegetal en la superior. El agua, con una densidad entre los otros dos líquidos, formará la capa intermedia. Esta información puede determinarse también mediante un experimento. Por ser menos denso que el agua, el aceite vegetal, flotará cuando se vierta en la probeta graduada. En la figura 2.8 se muestra una columna más compleja elaborada de la misma forma.

Figura 2.8
Densidad relativa de líquidos. Cuando los líquidos se vierten con cuidado dentro de un recipiente cilíndrico, el líquido con mayor densidad formará una capa en el fondo (jarabe de arce). Los demás líquidos, de mayor a menor densidad, son: anticongelante, detergente para platos, champú, agua y aceite de maíz.

A 0 °C, la densidad del aire es aproximadamente de 1.293 g/L. Se dice que los gases con una densidad menor a este valor son "más ligeros que el aire". Un globo lleno de helio se elevará con rapidez en aire pues la densidad del helio es sólo de 0.178 g/L.

Cuando un objeto sólido insoluble se arroja al agua, éste se hundirá o flotará según su densidad. Si el objeto es menos denso que el agua, flotará, y desplazará una masa de agua igual a la del objeto. Si el objeto es más denso que el agua, se hundirá, y desplazará un volumen de agua igual al volumen del objeto. Esta información puede servir para determinar el volumen (y la densidad) de objetos de forma irregular.

gravedad específica

La **gravedad específica** (g.e.) de una sustancia es la relación entre la densidad de esa sustancia y la densidad de otra sustancia, de ordinario agua a 4 °C. La gravedad específica no tiene unidades porque es una relación en la que se cancelan las unidades de densidad. La gravedad específica nos dice cuántas veces es más pesado un líquido, un sólido o un gas comparado con la sustancia de referencia. Como la densidad del agua a 4 °C es de 1.00 g/mL, la gravedad específica de un sólido o un líquido es la misma que su densidad en g/mL sin las unidades.

$$\text{g.e.} = \frac{\text{densidad de un líquido o sólido}}{\text{densidad del agua}}$$

A continuación veremos algunos problemas de cálculo de densidad.

Ejemplo 2.22 ¿Cuál es la densidad de un mineral si 427 g del mineral ocupan un volumen de 35.0 mL?

SOLUCIÓN Necesitamos determinar la densidad, así que empezamos por escribir la fórmula para calcularla:

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

Luego sustituimos los datos del problema en la ecuación y efectuamos las operaciones:

$$\text{masa} = 427\ \text{g} \qquad \text{volumen} = 35.0\ \text{mL}$$

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{427\ \text{g}}{35.0\ \text{mL}} = 12.2\ \text{g/mL}$$

Ejemplo 2.23 La densidad del oro es 19.3 g/mL. ¿Cuál es la masa de 25.0 mL de oro?

SOLUCIÓN Hay dos formas de resolver este problema: (1) despejar la masa de la ecuación de densidad y sustituir en la nueva ecuación los datos de la densidad y el volumen y hacer los cálculos; (2) resolverlo por análisis dimensional.

Cuando existan métodos alternativos, se te mostrarán en el ejemplo. Escoge el método que prefieras para resolver el problema.

Método 1 (a) Despejamos la masa de la ecuación de densidad:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \qquad d \times \text{volumen} = \text{masa}$$

(b) Sustituimos los datos y efectuamos operaciones.

$$\text{masa} = \left(\frac{19.3\ \text{g}}{\cancel{\text{mL}}}\right)(25.0\ \cancel{\text{mL}}) = 483\ \text{g}$$

Método 2 Análisis dimensional: utilizamos la densidad como factor de conversión, para pasar

$$\text{mL} \rightarrow \text{g}$$

La conversión de unidades es

$$\text{mL} \times \frac{\text{g}}{\text{mL}} = \text{g}$$

$$(25.0\ \cancel{\text{mL}})\left(\frac{19.3\ \text{g}}{\cancel{\text{mL}}}\right) = 483\ \text{g}$$

Ejemplo 2.24

Calcula el volumen (en mL) de 100. g de alcohol etílico.

SOLUCIÓN

En la tabla 2.5 vemos que la densidad del alcohol etílico es de 0.789 g/mL. Esta densidad significa también que 1 mL de alcohol tiene una masa de 0.789 g (1 mL/0.789 g).

Método 1 Despeja el volumen de la ecuación de densidad y sustituye los datos en la ecuación resultante:

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

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

$$\text{volumen} = \frac{100.\ \cancel{\text{g}}}{0.789\ \cancel{\text{g}}/\text{mL}} = 127\ \text{mL}$$

Método 2 Análisis dimensional. Como factor de conversión podemos usar ya sea

$$\frac{\text{g}}{\text{mL}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{mL}}{\text{g}}$$

En este caso la conversión es de g → mL, de modo que usamos mL/g. Sustituyendo los datos,

$$100.\ \cancel{\text{g}} \times \frac{1\ \text{mL}}{0.789\ \cancel{\text{g}}} = 127\ \text{mL de alcohol etílico}$$

Ejemplo 2.25

El volumen inicial de agua que contiene una probeta graduada es de 20.0 mL. Luego de introducir una masa de metal de 16.74 g, el volumen del agua cambió a 26.2 mL. (a) ¿Cuál es el volumen del metal? (b) ¿Cuál es la densidad del metal?

SOLUCIÓN

(a) El metal desplazará un volumen de agua igual a su propio volumen. Así, el incremento de volumen es el volumen del metal.

$$\begin{aligned} 26.2\ \text{mL} &= \text{volumen de agua más metal} \\ \underline{-20.0\ \text{mL}} &= \text{volumen de agua} \\ 6.2\ \text{mL} &= \text{volumen del metal} \end{aligned}$$

(b) $d = \dfrac{\text{masa del metal}}{\text{volumen del metal}} = \dfrac{16.74\ \text{g}}{6.2\ \text{mL}} = 2.7\ \text{g/mL}$

Práctica 2.14

La plata pura tiene una densidad de 10.5 g/mL. Un anillo que se vendió como plata pura tiene una masa de 18.7 g. Cuando se le coloca en una probeta graduada, el nivel del agua sube 2.0 mL. Determina si el anillo es realmente de plata pura o si el cliente debe acudir a la Procuraduría del Consumidor.

Práctica 2.15

El nivel de agua en una copa medidora es 0.75 L antes de añadir 150 g de aderezo. El nivel del agua después de agregar el aderezo es de 0.92 L. Determina la densidad del aderezo.

Repaso de conceptos

En esta sección aparecen, a manera de repaso del capítulo, los conceptos más importantes que se presentaron en él.

1. Menciona cuál es la diferencia entre masa y peso. Indica los instrumentos con que se mide cada uno de ellos.
2. Repasa las unidades métricas de masa, longitud y volumen.
3. Repasa el equivalente numérico de los prefijos métricos *deci, centi, mili, micro, nano, kilo* y *mega*.
4. Expresa cualquier número en notación científica.
5. Expresa los resultados de los cálculos con el número apropiado de cifras significativas.
6. Plantea y resuelve problemas utilizando el análisis dimensional.
7. Efectúa conversiones de medidas de masa, longitud y volumen de unidades inglesas en métricas y viceversa.
8. Efectúa conversiones de temperatura entre las escalas Fahrenheit, Celsius y Kelvin.
9. Menciona la diferencia entre calor y temperatura.
10. Calcula la densidad, masa y volumen de un objeto.

Términos clave

Los términos que siguen se definieron a lo largo de este capítulo. Después de cada uno, aparece entre paréntesis el número de sección donde se explica. En el glosario se proporcionan definiciones más detalladas.

calor (2.11)
cifras significativas (2.2)
densidad (2.12)
gravedad específica (2.12)
kilogramo (2.9)
litro (2.10)
masa (2.1)
metro (2.7)
notación científica (2.4)
peso (2.1)
redondeo de números (2.3)
SI (Sistema Internacional) (2.6)
sistema métrico o SI (2.6)
temperatura (2.11)
volumen (2.10)

Preguntas

Las preguntas se basan en las tablas, figuras, términos clave y conceptos importantes definidos en el capítulo. Las preguntas o ejercicios de mayor dificultad se indican con un asterisco. En el apéndice VI están las respuestas a las preguntas con número par.

1. ¿Cúantos centímetros hay en 1 km? (tabla 2.3).
2. ¿Cúal es el equivalente métrico de 3 pulg? (figura 2.3).
3. ¿Por qué el cuello de un matraz volumétrico de 100 mL es más angosto que la parte superior de una probeta graduada de 100 mL? (figura 2.5).
4. Describe, en orden descendente, la posición de las sustancias siguientes cuando éstas se colocan en una probeta graduada de 100 mL: 25 mL de glicerina, 25 mL de mercurio y un cubo de magnesio de 2 cm por lado (tabla 2.5).
5. Acomoda estos materiales en orden de densidad creciente: sal, aceite vegetal, plomo y alcohol etílico (tabla 2.5).
6. El hielo flota en aceite vegetal y se hunde en alcohol etílico. ¿Entre qué valores numéricos debe estar la densidad del hielo? (tabla 2.5).
7. Menciona la diferencia entre calor y temperatura.
8. Menciona la diferencia entre densidad y gravedad específica.
9. Enuncia las reglas usadas en este texto para redondear números.
10. Compara el número de grados entre el punto de congelación del agua y su punto de ebullición en las escalas Fahrenheit, Kelvin y Celsius (figura 2.6).
11. ¿Por qué un astronauta pesa más en la Tierra que en el espacio, aun cuando su masa es igual en ambos sitios?
12. El hielo flota en el agua, a pesar de que sólo es agua congelada. Si la densidad del agua es de 1.0 g/mL, ¿cómo es posible esto?

Ejercicios en pares

Las respuestas a los ejercicios con número par están en el apéndice VI.

Abreviaturas métricas

13. ¿Cuál es el significado numérico de los términos siguientes?
    (a) kilogramo
    (b) centímetro
    (c) microlitro
    (d) milímetro
    (e) decilitro
14. ¿Cuál es la unidad correcta de medición de las cantidades siguientes?
    (a) 1000 metros
    (b) 0.1 gramo
    (c) 0.000001 litro
    (d) 0.01 metro
    (e) 0.001 litro

15. Escribe la abreviatura de las unidades siguientes:
(a) gramo
(b) microgramo
(c) centímetro
(d) micrómetro
(e) mililitro
(f) decilitro

16. Escribe la abreviatura de las unidades siguientes:
(a) miligramo
(b) kilogramo
(c) metro
(d) nanómetro
(e) angstrom
(f) microlitro

Cifras significativas, redondeo, notación exponencial

17. Indica si en los números siguientes los ceros son significativos:
(a) 503
(b) 0.007
(c) 4200
(d) 3.0030
(e) 100.00
(f) 8.00×10^2

18. Indica si en los números siguientes los ceros son significativos:
(a) 63 000
(b) 6.004
(c) 0.00543
(d) 8.3090
(e) 60.
(f) 5.0×10^{-4}

19. ¿Cuántas cifras significativas hay en los número siguientes?
(a) 0.025
(b) 22.4
(c) 0.0404
(d) 5.50×10^3

20. Determina cuántas cifras significativas hay en los números siguientes:
(a) 40.0
(b) 0.081
(c) 129 042
(d) 4.090×10^{-3}

21. Redondea los números siguientes a tres cifras significativas:
(a) 93.246
(b) 0.02857
(c) 4.644
(d) 34.250

22. Redondea los números siguientes a tres cifras significativas:
(a) 8.8726
(b) 21.25
(c) 129.509
(d) 1.995×10^6

23. Expresa los números siguientes en notación exponencial:
(a) 2 900 000
(b) 0.587
(c) 0.00840
(d) 0.0000055

24. Escribe los números siguientes en notación exponencial:
(a) 0.0456
(b) 4082.2
(c) 40.30
(d) 12 000 000

25. Resuelve los problemas siguientes y da las respuestas con el número apropiado de cifras significativas:
(a) $12.62 + 1.5 + 0.25 = ?$
(b) $(2.25 \times 10^3)(4.80 \times 10^4) = ?$
(c) $\dfrac{(452)(6.2)}{14.3} = ?$
(d) $(0.0394)(12.8) = ?$
(e) $\dfrac{0.4278}{59.6} = ?$
(f) $10.4 + 3.75(1.5 \times 10^4) = ?$

26. Evalúa cada una de las expresiones siguientes. Ajusta la respuesta al número apropiado de cifras significativas:
(a) $15.2 - 2.75 + 15.67$
(b) $(4.68)(12.5)$
(c) $\dfrac{182.6}{4.6}$
(d) $1986 + 23.84 + 0.012$
(e) $\dfrac{29.3}{(284)(415)}$
(f) $(2.92 \times 10^{-3})(6.14 \times 10^5)$

27. Convierte estas fracciones en decimales. Expresa las respuestas con tres cifras significativas:
(a) $\dfrac{5}{6}$
(b) $\dfrac{3}{7}$
(c) $\dfrac{12}{16}$
(d) $\dfrac{9}{18}$

28. Convierte los decimales siguientes en fracciones de números primos:
(a) 0.25
(b) 0.625
(c) 1.67
(d) 0.8888

29. Dadas las ecuaciones siguientes, calcula el valor de x:
(a) $3.42x = 6.5$
(b) $\dfrac{x}{12.3} = 7.05$
(c) $\dfrac{0.525}{x} = 0.25$

30. Calcula el valor de x de las ecuaciones siguientes:
(a) $x = \dfrac{212 - 32}{1.8}$
(b) $8.9\dfrac{\text{g}}{\text{mL}} = \dfrac{40.90\text{ g}}{x}$
(c) $72°\text{F} = 1.8x + 32$

Conversión de unidades

31. Efectúa las siguientes conversiones métricas utilizando el número correcto de cifras significativas:
(a) 28.0 cm en m
(b) 1000. m en km
(c) 9.28 cm en mm
(d) 10.68 g en mg
(e) 6.8×10^4 mg en kg
(f) 8.54 g en kg
(g) 25.0 mL en L
(h) 22.4 L en μL

32. Efectúa las siguientes conversiones métricas utilizando el número correcto de cifras significativas:
(a) 4.5 cm en Å
(b) 12 nm en cm
(c) 8.0 km en mm
(d) 164 mg en g
(e) 0.65 kg en mg
(f) 5.5 kg en g
(g) 0.468 L en mL
(h) 9.0 μL en mL

33. Efectúa las conversiones siguientes del sistema inglés al métrico y viceversa utilizando el número correcto de cifras significativas.
(a) 42.2 pulg en cm
(b) 0.64 mi en pulg
(c) 2.00 pulg^2 en cm^2
(d) 42.8 kg en lb
(e) 3.5 cuartos en mL
(f) 20.0 L en gal

34. Realiza las conversiones siguientes con el número correcto de cifras significativas.
(a) 35.6 m en pie
(b) 16.5 km en mi
(c) 4.5 pulg^3 en mm^3
(d) 95 lb en g
(e) 20.0 gal en L
(f) 4.5×10^4 pie^3 en m^3

35. Un automóvil viaja a 55 mi/h. ¿A qué velocidad lo hace en kilómetros por hora?

36. Un ciclista viaja colina abajo a 55 km/h. ¿Qué tan rápido va en pies por segundo?

37. Carl Lewis, velocista de los Juegos Olímpicos de 1988, corrió los 100 metros en 9.92 s. ¿Cuál fue su velocidad en pies por segundo?

38. En 1994, Al Unser, Jr., calificó para la posición de la línea de arranque en las 500 millas de Indianápolis, con una velocidad de 229 mph. ¿Cuál fue su velocidad en kilómetros por segundo?

39. Cuando la sonda espacial *Galileo* llegó a Júpiter en 1995, la velocidad media a la que viajó fue de 27 000 mi/h. ¿Cuál fue su velocidad en kilómetros por segundo?

40. El Sol está aproximadamente a 93 millones de millas de la Tierra. ¿Cuántos segundos le tomará a la luz del Sol viajar a la Tierra si la velocidad de la luz es 3.00×10^8 m/s?

41. ¿Cuántos kilogramos pesa un hombre de 176 lb?

42. La masa promedio del corazón de un bebé humano es aproximadamente de 1 onza. ¿Cuál es su masa en miligramos?

43. Una tableta normal de aspirina contiene 5.0 granos de aspirina. ¿Cuántos gramos de aspirina hay en una tableta (1 grano = 1/7000. lb)?

44. Un colibrí adulto de cuello rubí tiene una masa promedio de 3.2 g, mientras que un cóndor adulto de California puede alcanzar una masa de 21 lb. ¿Cuántos colibríes se necesitarían para igualar la masa de un cóndor?

45. Una bolsa de galletas saladas tiene una masa de 283.5 g y cuesta 1.49 dólares. Si una bolsa contiene 18 galletas, ¿cuánto costará una libra de galletas?

46. El precio del oro varía mucho y una onza ha llegado a costar hasta 875 dólares. ¿Cuál es el valor de 250 g de oro a 350 dólares por onza? El precio del oro se fija en onzas troy (14.58 onzas troy = 1 lb).

47. ¿Cuánto costará llenar un tanque de gasolina cuya capacidad es de 15.8 gal a 35 centavos de dólar/L?

48. ¿Cuántos litros de gasolina se usarán para recorrer 525 millas en un auto que en promedio avanza a 35 mi/gal?

* **49.** Considerando que hay 20 gotas en 1.0 mL, ¿cuántas gotas hay en un galón?

50. ¿Cuántos litros de petróleo hay en un barril de 42 gal de petróleo?

* **51.** Calcula el número de mililitros de agua que hay en un pie cúbico de agua.

* **52.** El aceite se esparce en una capa delgada que se llama "capa de aceite". ¿Qué área en m^2 pueden cubrir 200 cm^3 de aceite si forma una capa de 0.5 nm de espesor?

53. Un libro de texto tiene 27 cm de largo, 21 cm de ancho y 4.4 cm de espesor. ¿Cuál es su volumen en:
(a) centímetros cúbicos?
(b) litros?
(c) pulgadas cúbicas?

54. Un acuario mide $16 \times 8 \times 10$ pulg. ¿Cuántos litros de agua contiene? ¿Cuántos galones?

Conversiones de temperatura

55. La temperatura corporal normal en los humanos es de 98.6 °F. ¿A qué temperatura corresponde en la escala Celsius?

56. Al ir manejando hacia una tienda de abarrotes te ente ras de que la temperatura es de 45 °C. Determina a qu temperatura corresponde en la escala Fahrenheit ; qué estación del año puede ser.

57. Efectúa las conversiones siguientes e incluye la ecuación que utilices:
(a) 162 °F en °C
(b) 0.0 °F en K
(c) −18 °C en °F
(d) 212 K en °C

58. Realiza las conversiones siguientes e incluye la ecuació que utilices:
(a) 32 °C en °F
(b) −8.6 °F en °C
(c) 273 °C en K
(d) 100 K en °F

* **59.** ¿A qué temperatura son exactamente iguales las temperaturas Fahrenheit y Celsius?

* **60.** ¿A qué temperatura tienen el mismo valor las tempera turas Fahrenheit y Celsius, pero de signo opuesto?

Densidad

61. Calcula la densidad de un líquido si 50.00 mL tienen una masa de 78.26 g.

62. Una muestra de 12.8 mL de bromo tiene una masa d 39.9 g. ¿Cuál es la densidad del bromo?

63. Cuando un trozo de cromo metálico, de 32.7 g, se introduce a una probeta graduada que contiene 25.0 mL de agua, el nivel de agua sube a 29.6 mL. Calcula la densidad del cromo.

64. Una probeta graduada vacía tiene una masa de 42.817 g Cuando se llena con 50.0 mL de un líquido desconocid tiene una masa de 106.773 g. ¿Cuál es la densidad del lí quido?

65. El ácido clorhídrico concentrado tiene una densidad de 1.19 g/mL. Calcula la masa de 250.0 mL de este ácido.

66. ¿Qué masa de mercurio (densidad: 13.6 g/mL) ocupa rá un volumen de 25.0 mL?

Ejercicios adicionales

Estos ejercicios no están por pares ni agrupados por tema; su fin es proporcionar práctica adicional sobre los conceptos de este capítulo.

67. Mediste 10.0123576 gramos de NaCl. ¿Qué cantidad deberás informar, si la precisión de la balanza que utilizaste era de
(a) +/−0.01 g?
(b) +/−0.001 g?
(c) +/−0.0001 g?

68. Supón que quieres agregar 100 mL de disolvente a un matraz de reacción. ¿Qué recipiente de vidrio, de los de la figura 2.5 sería la mejor elección para realizar esta operación y por qué?

69. Supón que quieres agregar 60 mL de indicador a una solución en porciones de 10 mL en un tiempo de una hora. ¿Qué recipiente de vidrio (figura 2.5) sería la mejor elección para efectuar esta operación y por qué?

70. Debes desechar un líquido químico desconocido en un vaso de precipitados. La compañía de desechos químicos desea saber la densidad del líquido antes de llevárselo. Adviertes que el volumen del líquido que contiene el vaso es de 50 mL, ya que tiene una etiqueta que así lo indica. ¿Cómo puedes aproximarte al valor de la densidad con la información que tienes?

71. La masa de un litro de leche entera homogeneizada e de 1032 g. ¿Cuál es la densidad de la leche en gramo por mililitro? ¿Y en kilogramos por litro?

72. El volumen de plasma sanguíneo de los adultos e de 3.1 L. Su densidad es de 1.03 g/cm^3. ¿Aproximada mente cuántas libras de plasma sanguíneo hay en tu cuerpo?

* **73.** Las marcas de líneas discontinuas de una autopista fe deral tienen 2.5 pies de longitud y 4.0 pulg de ancho Un (1.0) cuarto de pintura cubre 43 pies^2. ¿Cuánta marcas se pueden pintar con 15 gal de pintura?

74. ¿Sería suficiente un cubo vacío de 0.50 m por lado para contener 8.5 L de solución? Según tu respuesta, ¿cuánta solución adicional se requiere para llenar el recipiente, o cuántas veces se debe llenar para llegar al volumen de 8.5 L?

* **75.** La dosis de mercurio aceptada como tóxica es de 300 μg/día. Los consultorios dentales algunas veces contienen hasta 180 μg de mercurio por metro cúbico de aire. Si una enfermera que trabaja ahí inhala 2×10^4 L de aire por día, ¿corre riesgo de envenenamiento con mercurio?

76. ¿Qué temperatura es más alta, 4.5 °F o −15 °C? Escribe tus cálculos.

77. El volumen de una muestra de 28.35 g de plomo es de 2.50 cm^3. Una muestra de 6.75 g de aluminio también ocupa un volumen de 2.50 cm^3. Explica por qué.

78. Vas a realizar un experimento sobre densidad. Tu profesor te proporciona alcohol etílico, agua, glicerina y aceite vegetal (todos a 20 °C) para que los coloques en una probeta graduada y veas el orden en que se estratifican las capas. Sin embargo, el profesor te pide que predigas el resultado del experimento. ¿En qué orden se estratificarán las capas (de arriba a abajo) de los materiales en la probeta y por qué?

* **79.** Un matraz que contiene 100. mL de alcohol (d = 0.789 g/mL) se coloca sobre un platillo de una balanza de dos platillos. Un recipiente más grande, cuya masa supera en 11.0 g la del matraz vacío, se coloca en el otro platillo de la balanza. ¿Qué volumen de aguarrás (d = 0.87 g/mL) se debe añadir a este recipiente para que los platillos se equilibren?

80. Supón que tienes muestras de dos metales, A y B. Con los datos siguientes determina cuál de las muestras ocupa mayor volumen:

	A	B
Masa	25 g	65 g
Densidad	10. g/mL	4.0 g/mL

* **81.** Cuando una sustancia sólida se calienta, su volumen se incrementa, pero su masa permanece constante. Traza una gráfica de densidad en función de la temperatura que muestre la tendencia que esperas. Explica con brevedad estos hechos.

82. Una muestra de 35.0 mL de alcohol etílico (densidad: 0.789 g/mL) se coloca en una probeta graduada cuya masa es de 49.28 g. ¿Cuál será la masa de la probeta más el alcohol?

83. Tienes tres cubos, A, B y C; uno es de magnesio, otro de aluminio y el tercero de plata. Los tres tienen la misma masa, pero el cubo A tiene un volumen de 25.9 mL, el cubo B tiene un volumen de 16.7 mL y el C un volumen de 4.29 mL. Identifica los cubos A, B y C.

84. ¿Cuántos centímetros cúbicos hay en una pulgada cúbica?

* **85.** La masa de un cubo de aluminio es de 500 g. ¿Cuál será la masa de un cubo de oro de las mismas dimensiones?

86. A 90 °C, una muestra de agua de 25.0 mL tiene una masa de 24.12 g. Calcula la densidad del agua a esta temperatura.

87. La masa de un recipiente vacío es de 88.25 g. Cuando se llena con un líquido (d = 1.25 g/mL) es de 150.50 g. ¿Cuál es el volumen del recipiente?

88. ¿Qué líquido ocupará mayor volumen, 50 g de agua o 50 g de alcohol etílico? Explica tu respuesta.

89. La moneda dorada Sacagawea de un dólar tiene una masa de 8.1 g y contiene 3.5% de manganeso. ¿Cuál es la masa en onzas de esta moneda (1 lb = 16 oz) y cuántas onzas de manganeso contiene?

90. La densidad del ácido sulfúrico es de 1.84 g/mL. ¿Qué volumen de ácido pesará 100. g?

91. A 20 °C, la densidad del paladio es de 12.0 g/mL y a 1550 °C es de 11.0 g/mL. ¿Cuál es el cambio de volumen de 1.00 kg de paladio cuando pasa de 20 °C a 1550 °C?

92. Un comerciante de lingotes de oro anunció la venta de una barra de oro puro. La masa de la barra de oro era de 3300 g y medía 2.00 cm × 15.0 cm × 6.00 cm. ¿Era de oro puro la barra? Comprueba la respuesta.

93. La pepita de oro más grande de que se tenga noticia se encontró en 1872 en Nueva Gales del Sur, Australia, y tuvo una masa de 93.3 kg. Considerando que la pepita era de oro puro, ¿cuál es su volumen en centímetros cúbicos? ¿Cuál es su valor actual si el precio del oro es de 345 dólares/onza? (14.58 onzas troy = 1 lb).

¡Supera el reto!

94. Tu jefa encuentra un trozo de metal en el laboratorio y quiere que determines qué metal es. Ella asegura que el metal puede ser plata, plomo o aluminio. En la mesa de laboratorio hay una probeta graduada de 100 mL que contiene 50 mL de agua. Decides pesar el metal y encuentras que su masa es de 20.25 g. Luego de introducir el trozo de metal en la probeta graduada con agua, ves que el volumen aumentó a 57.5 mL. Identifica el metal.

* **95.** Alfredo El Distraído colocó 25.0 mL de un líquido en una probeta graduada con una masa de 89.450 g cuando estaba vacía. Cuando Alfredo introdujo un trozo de metal con una masa de 15.454 g en la probeta, el volumen llegó a 30.7 mL. Se le pidió a Alfredo que calculara la densidad del líquido y la del trozo de metal a partir de estos datos, pero olvidó medir la masa del líquido. Se le dijo que si conociera la masa de la probeta que contenía el líquido y el trozo de metal tendría datos suficientes para el cálculo. Así lo hizo, y obtuvo una masa de 125.934 g. Calcula ahora la densidad del líquido y la del trozo de metal.

Respuestas a los ejercicios de práctica

2.1 (a) 2; (b) 4; (c) 4; (d) 1; (e) 3; (f) 4; (g) 1; (h) 3

2.2 (a) 42.25 (regla 2); (b) 88.0 (regla 1); (c) 0.0897 (regla 2); (d) 0.090 (regla 2); (e) 225 (regla 1); (f) 14.2 (regla 2)

2.3 (a) $1200 = 1.200 \times 10^3$
(hacia la izquierda el exponente es positivo)
(b) $6\,600\,000 = 6.6 \times 10^6$
(hacia la izquierda el exponente es positivo)
(c) $0.0468 = 4.68 \times 10^{-2}$
(hacia la derecha el exponente es negativo)
(d) $0.00003 = 3 \times 10^{-5}$
(hacia la derecha el exponente es negativo)

2.4 (a) 3350 pulg^2 = 3.4×10^3 pulg^2; (b) 50.7 mi/h; (c) 0.79 (d) 1.3; (e) 20.5; (f) 3.71

2.5 (a) 2; (b) 2; (c) 1; (d) 2; (e) 4; (f) 2; (g) 2; (h) 2

2.6 (a) 1.69×10^4 m; (b) 3.5×10^{-2} m^2

2.7 30 m^3 o 3×10^1 m^3

2.8 165 lb

2.9 0.14 lb

2.10 0.793 cuartos

2.11 1.89 L (el número de cifras significativas es arbitrario)

2.12 −269 °C, −452 °F

2.13 37.0 °C, 310.2 K

2.14 La densidad es de 13 g/mL; por consiguiente, el anillo no es de plata pura.

2.15 0.88 g/mL