capítulo

3

Mediciones fundamentales

CONTENIDO

Adivinanza métrica
Si en metros mides la longitud
y en litros el volumen,
¿a qué temperatura en grados
se congela el agua?

—Ralph Burns

Los químicos, ingenieros, profesionales de la medicina y personas de todos los campos relacionados con la ciencia deben tomar decisiones con base en datos científicos. Esto significa hacer y utilizar mediciones de longitud, volumen, masa y temperatura. Entender cómo se registran las mediciones y cómo se trabaja con ellas es fundamental para el éxito en todos los campos relacionados con la ciencia.

Un valor medido se compone de tres partes: la **cantidad numérica**, la **unidad** y el **nombre de la sustancia**, todas las cuales deben incluirse siempre que se registran datos. Por ejemplo, considera una tableta de vitamina (Fig. 3.1) con la cantidad siguiente:

Figura 3.1 Los marbetes suelen mostrar la medida numérica, la unidad y el nombre de la sustancia medida.

250 mg vitamina C

nombre de la sustancia medida

unidad

cantidad numérica

Siempre que una de estas tres partes de una cantidad medida falta o es errónea, se ponen en riesgo los cálculos precisos y la interpretación de los resultados. El origen de los errores en análisis clínicos, ingeniería, operaciones industriales, investigación científica y exploraciones espaciales suele hallarse en errores de medición o de interpretación de las mediciones. Ejemplos de ello son los casos lamentables como el del paciente que falleció cuando se le administraron 7.5 mililitros (mL) de un medicamento en vez de los 7.5 miligramos (mg) que se le prescribieron, o el de un avión que se estrelló porque el combustible fue medido en litros, pero se supuso que se trataba de galones.

En el mundo se han utilizado mucho sistemas de medición. El conocido sistema anglosajón de pies, cuartos y libras se está eliminando lenta pero irremisiblemente en Estados Unidos, que es uno de las últimos países en dejar de utilizarlo. Una norma de febrero de 1994 de la Comisión Federal de Comercio de Estados Unidos exige que todo empaquep arae lc onsumidori ncluyam edicionesm étricas.

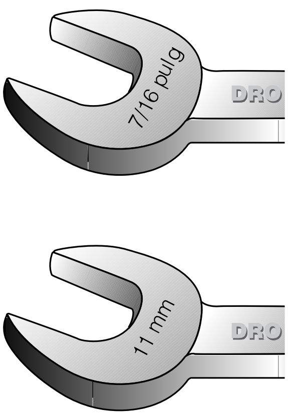
Estados Unidos es el único país grande que no ha adoptado totalmente las unidades métricas o SI.

3.1 Unidades métricas y SI

Los científicos de todo el mundo utilizan desde hace mucho tiempo el **sistema métrico**, que fue adoptado en Francia en la década de 1790 a 1800. Hoy en día, casi todos los países del mundo utilizan un sistema métrico actualizado, denominado **Sistema Internacional**, o **SI** (del francés *Système International*). El Congreso de Estados Unidos otorgó su respaldo a este sistema en 1866, y en 1975 el Congreso aprobó la Ley de Conversión Métrica, que creó un Consejo Métrico Estadounidense encargado de informar acerca del avance en el cambio voluntario al sistema. Este cambio ha sido lento, pero hoy día resulta evidente para cualquier consumidor (Fig. 3.2). En este libro haremos referenciae ng enerala v aloresm étricoso S I,i ndistintamente.

Muchos productos de consumo muestran unidades tanto métricas como anglosajonas (Fig. 3.3), pero algunos productos sólo están disponibles en cantidades métricas estándar. Por ejemplo, algunas bebidas gaseosas se envasan en botellas de 500 mililitros (mL), 1 litro (L) y 2 L, y ciertas bebidas alcohólicas sólo están disponibles en envases de 750 mL, 1 L y 1.5 L.

Figura 3.2 Si necesitas una llave de tuercas del siguiente tamaño más pequeño que una llave de 11 mm, no es difícil: utiliza una llave de 10 mm. Es más fácil trabajar con unidades SI que con unidades anglosajonas. Si tienes una llave de $\frac{7}{16}$ de pulgada, la siguiente más pequeña (en intervalos de $\frac{1}{16}$ de pulgada) se identifica como de $\frac{6}{16}$ de pulgada, no $\frac{3}{8}$ de pulgada.



El sistema métrico (SI) se basa en el sistema decimal. A diferencia de las fracciones, las cantidades métricas se suman o restan rápidamente, del mismo modo que lo haces con tu dinero. Para hacer conversiones entre unidades SI grandes y pequeñas es necesario dividir o multiplicar por factores de 10, 100 y 1000. Esto es más sencillo que dividir o multiplicar por un valor fraccionario, como suele ser el caso de las conversiones dentro del sistema anglosajón. Por ejemplo, en el sistema anglosajón 1 barril (bbl) equivale a 4.08 pies cúbicos (pie^3) de medida seca o 31.5 galones (gal) en el caso de la mayor parte de los líquidos; sin embargo, cuando se trata de productos de petróleo 1 barril representa 42.0 gal. Para aumentar la confusión, un cuarto imperial equivale a 1.2009 cuartos estadounidenses de medida líquida o 1.0320 cuartos estadounidenses de medida seca. Existen tres millas de diferente longitud (terrestre, náutica y métrica), dos onzas de diferente tamaño y cuatro toneladas distintas. Tantas unidades no uniformes provocan confusiones innecesarias. El sistema métrico ayuda a eliminar estos problemas.

En el SI, la unidad básica de longitud es el **metro** (m), que equivale aproximadamente a un paso largo y es una distancia un poco mayor que una yarda. La unidad SI básica de masa se define como el **kilogramo** (kg), una cantidad algo mayor que 2 libras. La tabla 3.1 muestra algunas unidades SI básicas importantes. Las demás unidades de medición se deducen de estas unidades básicas.

Figura 3.3 Hoy en día se utilizan unidades métricas en todo tipo de productos para medidas de volumen, longitud y masa.

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas, se utilizan prefijos. La tabla 3.2 contiene una lista de prefijos con sus equivalentes decimales y exponenciales y sus símbolos. Como se muestra en la tabla, un prefijo modifica el tamaño de una unidad en múltiplos de 10. Por ejemplo, el prefijo *mili-* significa 1/1000 o 0.001 veces la unidad básica. Así pues, un miligramo (mg) es igual a 1/1000 de gramo o 0.001 gramos. Esto, en forma de ecuación matemática, es

Conexión con el aprendizaje
Apréndete los prefijos comunes identificados en la tabla 3.2.

$$1 \text{ mg} = 0.001 \text{ g}$$

Sim ultiplicamosa mbosl adosd el ae cuaciónp or1 000o btenemosl ai gualdad

$$1000 \text{ mg} = 1 \text{ g}$$

El ejemplo y el ejercicio siguientes ilustran el uso de los prefijos.

Tabla 3.1 Algunas unidades SI fundamentales

Cantidad	Nombre de la unidad SI	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Temperatura	Kelvin	K
Tiempo	Segundo	s
Cantidad de sustancia	Mol	mol

Tabla 3.2 Prefijos métricos y sus equivalentes*

Prefijo	Símbolo	Equivalente decimal	Equivalente exponencial
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†	0.000 001	10^{-6}
Nano-	n	0.000 000 001	10^{-9}
Pico-	p	0.000 000 000 001	10^{-12}
Femto-	f	0.000 000 000 000 001	10^{-15}
Atto-	a	0.000 000 000 000 000 001	10^{-18}

*Las unidades de uso más común se muestran en azul.

†El símbolo de micro es la letra griega m (se pronuncia "mu"). En ocasiones micro se simboliza como mc, de modo que una muestra de 2 microgramos se podría escribir como 2 mcg.

Diviértete un poco
10^{6} fonos = 1 megáfono
10^{-6} fonos = 1 micrófono
10^{-2} mentales = 1 centimental
10^{1} dentes = 1 decadente

EJEMPLO 3.1 Prefijos métricos

Utiliza lat abla3 .2,s ie sn ecesario,p arar esponderl os iguiente.

(a) Kilo- equivale al número ________; por tanto, 2.000 kg = ______ g.
(b) Centi- tiene un equivalente decimal de ________; por tanto, 4.000 cm = _______ m.
(c) Mega- equivale a _______; por tanto, 1.6 MW (megawatts) = _______ W.

SOLUCIÓN

(a) Kilo-r epresenta 1000, por tanto, 2.000 kg $=$ 2.000 $\times$ 1000 g $=$ 2000 g
(b) Centi-r epresenta 0.01, por tanto, 4.000 cm $=$ 4.000 $\times$ 0.01 m $=$ 0.04 m
(c) Mega-r epresenta 1 millón, por tanto, 1.6 MW $=$ 1.6m illones de watts.

EJERCICIO 3.1

Véanse los problemas 3.1-3.4.

Expresal os iguientee np alabrasy e ns ímbolos.
(a) 3×10^{-9} segundos
(b) 10×10^{3} metros
(c) 2×10^{9} bytesd em emoriad ec omputadora

3.2 Medición métrica de la longitud y aproximaciones

La unidad SI básica de longitud es el metro. Originalmente, el metro se definió como un diezmillonésimo de la distancia del Polo Norte al ecuador. En 1875 se definió de nuevo como la distancia entre dos líneas marcadas sobre cierta barra de platino e iridio (resis-

Tabla 3.3 Unidades métricas de longitud comunes

Unidad	Abreviatura	Equivalente en metros	Equivalente exponencial
Kilómetro	km	1000 m	1×10^3 m
Metro	m	1 m	1×10^0 m
Decímetro	dm	0.1 m	1×10^{-1} m
Centímetro	cm	0.01 m	1×10^{-2} m
Milímetro	mm	0.001 m	1×10^{-3} m
Micrómetro	μm	0.000 001 m	1×10^{-6} m
Nanómetro	nm	0.000 000 001 m	1×10^{-9} m

tente a la corrosión) que se conservaba en Francia. En la actualidad, el metro se define con más precisión como 1 650 763.73 veces la longitud de onda de cierta luz roja anaranjadaq uee mitee le lementoc riptóne nc ondicionese específicas.

La tabla 3.3 presenta las unidades métricas de longitud más comunes. Debes aprender a escribir longitudes empleando las unidades de la columna de la izquierda y también en metros como se muestra en la columna central. Los valores exponenciales equivalentes que se muestran en la tabla se estudiarán más adelante en este mismo capítulo.

Además de conocer el significado de las diversas longitudes métricas y de los prefijos, también es importante poder hacer aproximaciones de longitudes métricas. La Fig. 3.4 ofrece una guía para hacerlas.

Al trabajar con unidades métricas, aprende a hacer una aproximación (una conjetura con bases) acerca del tamaño de un objeto.

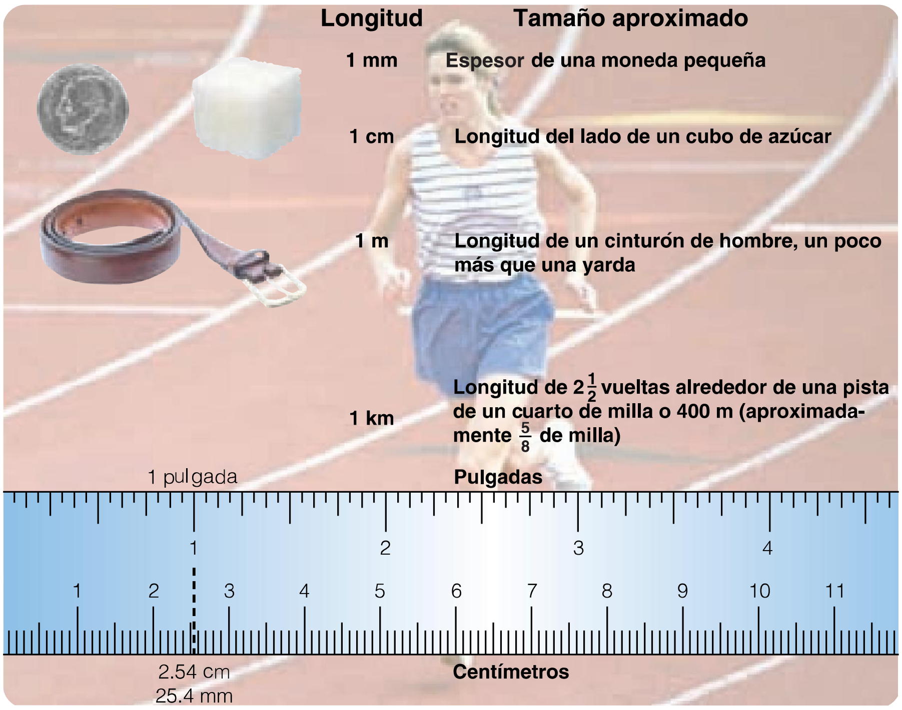


Figura 3.4 Longitudes métricas aproximadas.

EJEMPLO 3.2 **Aproximaciones de longitudes métricas**

Con base en las aproximaciones de la Fig. 3.4, elige la mejor respuesta en cada caso.

(a) Unam onedap equeñat ieneu nd iámetroa proximadod e
(1) 2 mm **(2)** 0.2 cm **(3)** 2 cm **(4)** 20 dm

(b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente
(1) 80 mm **(2)** 8 mm **(3)** 8 cm **(4)** 0.08 cm

(c) Lae staturad eu na dultop uedes erd ea proximadamente
(1) 1.7 km **(2)** 1.7 mm **(3)** 1.7 cm **(4)** 1.7 m

(d) Ele spesord eu nam arcag ruesad el ápize sd ea proximadamente
(1) 1 mm **(2)** 0.01 cm **(3)** 10 mm **(4)** 0.01 m

SOLUCIÓN

(a) Unam onedap equeñam idea proximadamente 2 cm,r espuesta(3).
(b) La distancia a lo ancho de un clip es de aproximadamente 8 mm,r espuesta(2).
(c) Una estatura de 5 pies 7 pulgadas equivale aproximadamente a 1.7 m, respuesta (4).
(d) Unam arcad el ápizm idea proximadamente 1 mm,r espuesta(1).

EJERCICIO 3.2

Véanse los problemas 3.5-3.6.

Eligel am ejorr espuestae nc adac aso.

(a) Unat abletad ea spirinat ieneu nd iámetroa proximadod e
(1) 1 mm **(2)** 2 mm **(3)** 1 cm **(4)** 2 cm

(b) Elb ordem ásl argod eu nat arjetad ec réditom idea proximadamente
(1) 8.5 mm **(2)** 8.5 cm **(3)** 8.5 dm **(4)** 0.85 cm

Además de hacer aproximaciones con valores métricos, es indispensable que aprendas a convertir cualquier cantidad métrica en cualquier otra cantidad métrica equivalente, por ejemplo, centímetros en milímetros o milímetros en centímetros o metros. La mejor manera de aprender a hacerlo se describe en la siguiente sección. Quizá te sientas tentado a tomar un atajo, pero en tanto no domines el procedimiento, los atajos pueden conducir a respuestas incorrectas.

Conexión con el aprendizaje
Los atajos ofrecen rutas fáciles hacia ¡respuestas erróneas!
—Ralph Burns.

3.3 Factores de conversión y análisis dimensional

Hay una estrategia de uso muy extendido para resolver problemas y que se conoce como **análisis dimensional** o **método de factores de conversión**; consiste en la multiplicación de la cantidad dada o conocida (¡y de sus unidades!) por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Cantidad conocida y unidad(es) × Factor(es) de conversión = Cantidad en las unidades deseadas

Un *factor de conversión* es un cociente de dos cantidades equivalentes expresadas en unidades diferentes. Toda igualdad matemática se puede escribir como un factor de conversión. Am anerad ee jemplo,u saremosu nai gualdadc onocida.

$$1 \text{ h} = 60 \text{ min} \tag{1}$$

Podemosd ividira mbosl adose ntre6 0m inp arao btener

$$\frac{1\text{ h}}{60\text{ min}} = 1 \qquad (2)$$

op odemosi nvertirl af racciónp arao btenere lr ecíproco

$$\frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} = 1 \qquad (3)$$

lo que da dos fracciones equivalentes e iguales al número 1. De las ecuaciones (2) y (3) seo btienenl osd osf actoresd ec onversións iguientes.

$$\frac{1\text{ h}}{60\text{ min}} \quad (4) \qquad \text{y} \qquad \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} \quad (5)$$

Conexión con el aprendizaje
Toda cantidad dividida entre una cantidad equivalente es igual al número 1. Asimismo, cuando decimos 60 minutos por hora, podemos escribirlo como 60 min/h o $\frac{60\text{ min}}{1\text{ h}}$

Para convertir horas en minutos podemos elegir una de las fracciones como factor de conversión. ¿Cuál nos conviene utilizar? ¡Elige el factor de conversión que te permita cancelar la unidad no deseada! Cuando un tiempo en *horas* se va a convertir en minutos, se debe utilizar el factor de conversión (5) para que aparezca la misma unidad, *horas*, tanto en el numerador como en el denominador.

$$\text{Tiempo en horas} \times \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} = \text{Respuesta en minutos}$$

Por ejemplo, podemos convertir 6.25 horas en minutos como se muestra aquí.

Parted el ac antidad conocida

Multiplicap ore lf actord e conversióna propiado

$$6.25\ \cancel{\text{h}} \times \frac{60\text{ min}}{1\ \cancel{\text{h}}} = 375\text{ min}$$

Para convertir en horas un tiempo dado en *minutos*, se debe utilizar el factor de conversión (4) para que la respuesta esté en horas, conforme a lo deseado.

Aviso: Es posible obtener ciertos factores de conversión de la información que se da en problemas o en tablas, pero debes conocer los factores de conversión más comunes.

EJEMPLO 3.3 **Uso de factores de conversión**

285 min = _______ h

SOLUCIÓN

Inicia siempre de la cantidad conocida, que en este caso es 285 min. A continuación, sigue un plan basado en factores de conversión tales que las unidades no deseadas se cancelen parao btenerl asu nidadesd eseadas:h oras.E stos ep uedeh acere nu ns olop aso.

Plan: minutos $\rightarrow$ horas

$$285\ \cancel{\text{min}} \times \frac{1\text{ h}}{60\ \cancel{\text{min}}} = 4.75\text{ h}$$

EJERCICIO 3.3

(a) 84 h = _______ días
(b) 4.25 días = _______ h

La utilidad del método de análisis dimensional es aún mayor cuando se necesitan varios factores de conversión para resolver un problema, como se muestra en el ejemplo 3.4.

EJEMPLO 3.4 Uso de varios factores de conversión

2160 min = ______ días

SOLUCIÓN

Inicia con la cantidad conocida, 2160 min, y sigue un plan basado en factores de conversiónp arao btenerh orasy l uegod ías.

Plan:m inutos → horas → días

$$2160\ \cancel{\text{min}} \times \frac{1\ \cancel{\text{h}}}{60\ \cancel{\text{min}}} \times \frac{1\ \text{día}}{24\ \cancel{\text{h}}} = 1.50\ \text{días}$$

EJERCICIO 3.4

(a) 2.5 días = _____ min **(b)** 2 h, 15 min = _____s egundos

EJEMPLO 3.5 Uso de factores de conversión complejos

Si tu corazón late a razón de 72 veces por minuto, ¿cuántas veces late en un año?

SOLUCIÓN

Parte de la cantidad conocida que es necesario convertir, y elabora una serie planificada dec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

Plan:l atidos/min × seried ef actoresd ec onversión → latidos/año

Laso trasc onversionesq uen ecesitarásl asc onocesd em emoria.

60 min/h

24 h/día

365 días/año

Puesto que se conocen los latidos/min y se desean latidos/año, la clave para resolver el problema es convertir minutos en años. El plan es ahora

Latidos/min → latidos/h → latidos/día → latidos/año

Parte de la cantidad conocida, 72 latidos/min, y utiliza factores de conversión que te permitan cancelar las unidades no deseadas para obtener la respuesta que buscas en latidos por año

$$\frac{72\ \text{latidos}}{60\ \cancel{\text{min}}} \times \frac{60\ \text{min}}{1\ \cancel{\text{h}}} \times \frac{24\ \cancel{\text{h}}}{1\ \cancel{\text{día}}} = \frac{365\ \cancel{\text{días}}}{1\ \text{año}} = \frac{37\,843\,200\ \text{latidos}}{1\ \text{año}}$$

EJERCICIO 3.5

Si un grifo gotea a razón de 12 gotas por minuto, ¿cuántos mililitros se podrían recoger en un día, si un mililitro es igual a 18 gotas?

Apliquemos ahora el mismo método con unidades métricas. Para convertir una longitude nc entímetrosa m etros,e laborap rimerou np land ec onversión

Centímetros → metros

y busca la igualdad métrica idónea para formular un factor de conversión. Por ejemplo, 1 m = 100c m(exactamente);p ort anto,p odemose scribird osf actores dec onversión.

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \text{y} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ cm}}$$

La tabla 3.4 contiene más ejemplos de factores de conversión comunes para longitudes métricas. Consulta esta tabla para analizar los ejemplos que siguen, y luego resuelve los problemasa finesq ues ei ncluyena lf inald ee stec apítulo.

EJEMPLO 3.6 Conversiones de longitudes métricas

Un pequeño tornillo tiene 2.3 cm de longitud. ¿Cuál es su longitud en milímetros?

SOLUCIÓN

Escribe lac antidadc onocida.

$$2.3 \text{ cm}$$

Elabora un plan con base en factores de conversión para obtener las unidades deseadas.

$$\text{Plan: cm} \rightarrow \text{mm}$$

Utiliza el factor o factores de conversión apropiados para eliminar los centímetros, que esl au nidadp orc onvertir,y o btenerl ar espuestad eseadae nm ilímetros.

$$\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}}$$

Multiplica la cantidad original por el factor de conversión apropiado para eliminar los centímetros, la unidad por ser convertida, y da la respuesta deseada en milímetros.

$$2.3\ \cancel{\text{cm}} \times \frac{10 \text{ mm}}{1\ \cancel{\text{cm}}} = 23 \text{ mm}$$

EJERCICIO 3.6

(a) 0.000273 km = ______ cm
(b) 2 640 000 mm = ______ km

Véanse los problemas 3.7-3.14.

Tabla 3.4 Algunos factores de conversión para longitudes métricas

Dado: 1 m = 100 cm

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{100 \text{ m}}{1 \text{ m}}$$

Dado: 1 m = 1000 mm

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ cm}} \quad \text{o} \quad \frac{1000 \text{ mm}}{1 \text{ m}}$$

De lo anterior:

1 m = 100 cm = 1000 mm

por tanto 1 cm = 10 mm

Factores de conversión:

$$\frac{1 \text{ cm}}{1000 \text{ mm}} \quad \text{o} \quad \frac{10 \text{ mm}}{1 \text{ cm}}$$

3.4 Medición métrica del volumen y conversiones

El volumen de una caja se obtiene multiplicando la longitud (l) por la anchura (a) y por laa ltura(h) de la caja.

$$\text{Volumend eu ns ólidor ectangular=} \ l \times a \times h$$

Si la caja es un cubo con lados de 10 cm cada uno (véase la Fig. 3.5), el volumen es de 1000 cm^3, o 1 dm^3,c omol oi ndicanl osc álculoss iguientes:

$$\text{Volumen} = 10 \text{ cm} \times 10 \text{ cm} \times 10 \text{ cm} = 1000 \text{ cm}^3$$
$$1 \text{ dm} \times 1 \text{ dm} \times 1 \text{ dm} = 1 \text{ dm}^3$$

El volumen 1000 cm^3 se lee como 1000 centímetros cúbicos. Se suele abreviar como 1000 cc en aplicaciones médicas. Debido a que las unidades de volumen se derivan de medicionesl ineales,s ed iceq ues onu nidades *derivadas*.

Los volúmenes de sólidos, líquidos o gases se miden en centímetros cúbicos o metros cúbicos. Una unidad de volumen conveniente para líquidos es el **litro**, que es un volumen idéntico a 1000 cm^3. El litro es un poco mayor que un cuarto. Las botellas de plástico de bebidas gaseosas de dos litros, un poco más grandes que las de dos cuartos, son recipientes

Conexión con el aprendizaje
Advierte que las *unidades* también están elevadas al cubo:
cm × cm × cm = cm^3 o
dm × dm × dm = dm^3.

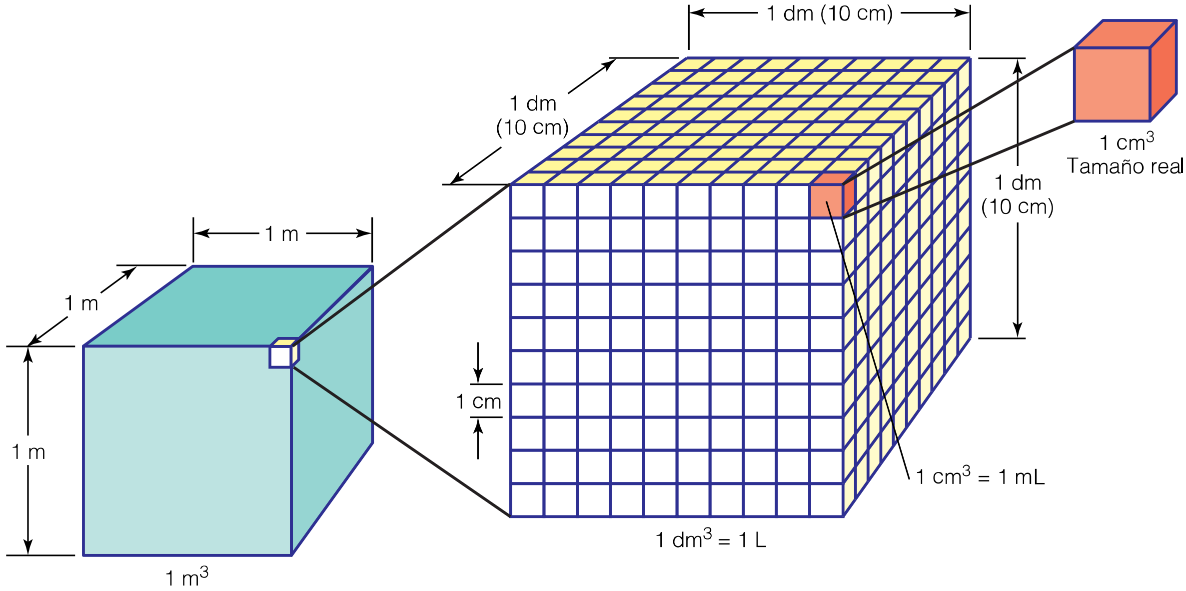


Figura 3.5 El volumen de un decímetro cúbico (ilustrado en el centro) es igual al de 1000 cm^3; 1.00 cm^3 es igual a 1.00 mL. Asimismo, 1000 mL equivalen a 1 L.

métricos comunes. Para evitar confusiones entre el número 1 y la letra l minúscula, se usa la L mayúscula como símbolo del litro.

La unidad de volumen equivalente a un milésimo de litro es el **mililitro**. Como se muestra en la Fig. 3.5, un mililitro equivale en volumen a un centímetro cúbico. Es una cantidad pequeña, aproximadamente del tamaño de un cubo de azúcar o de 15 a 20 gotas de agua. El símbolo del mililitro es mL (advierte la L mayúscula). Los volúmenes pequeños se miden por lo general en mililitros, en tanto que los grandes se miden habitualmente en litros, pero la comodidad radica en el hecho de que uno puede convertir una cifra en mililitros a litros con sólo dividirla entre 1000. ¡Esto es mucho más rápido que convertir cucharaditas a cuartos! Un **microlitro** (μL) es mucho más pequeño: es un millonésimod el itro.

Loss iguientess onl osv olúmenesm étricose quivalentesf undamentales.

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3$$

port anto,

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

asimismo,

$$1 \text{ mL} = 1000\ \mu\text{L}$$

Se acostumbrau tilizarl asu nidadesd ev olumens iguientesp aras ólidosy l íquidos.

Volúmenes de sólidos	Volúmenes de líquidos
Metro^3 (m^3)	Litro (L)
Centímetro^3 (cm^3)	Mililitro (mL), también cm^3 o cc
	Microlitro (μL)

Volumen	Tamaño aproximado
1 mL	20 gotas de un gotero medicinal
5 mL	1 cucharadita
250 mL	1 taza
1 L	Un poco más de un cuarto

Figura 3.6 Volúmenes métricos aproximados.

En la Fig. 3.6 se muestran algunas aproximaciones convenientes de volúmenes métricos. En la Fig. 3.7 se muestra equipo de laboratorio para la medición exacta de volúmenesd el íquidos.

EJEMPLO 3.7 Aproximaciones de volúmenes métricos

Con base en las aproximaciones que se presentan en esta sección, elige la respuesta más apropiadap arac adau nod el osv olúmeness iguientes.

(a) Elv olumend eu ng oterom edicinalt ípicoe sd ea proximadamente
(1) 0.01 cc **(2)** 1 mL **(3)** 100 cc **(4)** 0.08 L

(b) Unv asop equeñod ej ugod en aranjac ontienea proximadamente
(1) 2.0 L **(2)** 2.0 cc **(3)** 200 mL **(4)** 0.02 L

SOLUCIÓN

(a) Ung oterom edicinalc ontienea lrededord e2 0g otaso 1 mL,r espuesta(2).

(b) Un vaso pequeño de jugo de naranja contiene aproximadamente 200 mL, respuesta (3), un poco más de media lata de bebida gaseosa.

Véanse los problemas 3.15-3.16.

EJERCICIO 3.7

Ung alónd el echee quivalea proximadamentea
(1) 380 cc **(2)** 380 cm^3 **(3)** 3.8 dL **(4)** 3.8 L

EJEMPLO 3.8 Conversiones de volúmenes métricos

Conviertel osv olúmenesm étricose xactoss iguientesa l asu nidadesq ues ei ndican.
(a) 150 mL = _____ cc **(b)** 2.4 mL = _____ L

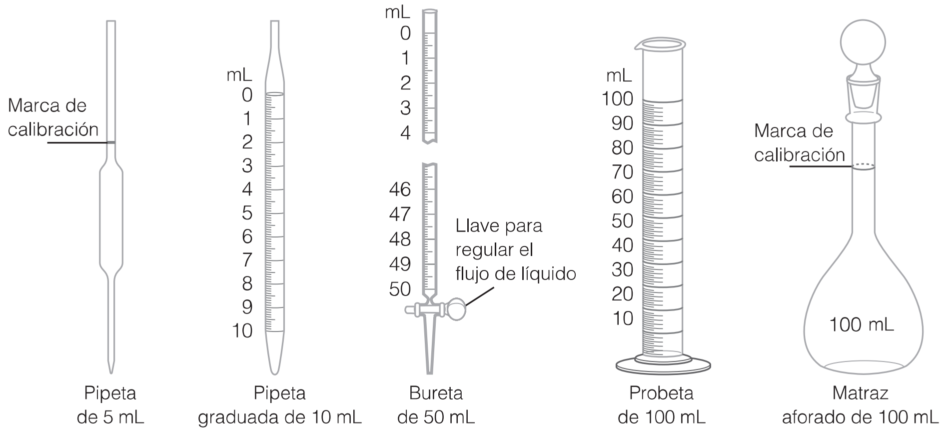


Figura 3.7 Equipo de laboratorio para medir volúmenes de líquidos.

SOLUCIÓN

(a) 150 cc, porque 1 mL equivale a 1 cm^3 o 1 cc

(b) 0.0024 L, porque $2.4 \cancel{mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{mL}} = 0.0024 \text{ L}$

EJERCICIO 3.8

(a) ¿A cuánto equivale un volumen de 0.075 L en mililitros?
(b) Unal ecturad eh emoglobinad e1 5.4g /dL = _____ g/cc.

EJEMPLO 3.9 Conversiones de volúmenes métricos

En Estados Unidos, la lata de bebida gaseosa ordinaria contiene 355 mL. ¿Cuántas latas de éstas se podrían llenar con el contenido de una botella de 2 L?

SOLUCIÓN

Escribe la cantidad conocida: 2.00 L. A continuación, escribe la igualdad proporcionada por el problema: 1 lata = 355 mL. Además, dado que los volúmenes están en litros y enm ililitros,u tilizaremos1 L = 1000 mL.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesp aral legara l asu nidadesd eseadas.

Plan: L → mL → latas

$$2.00 \cancel{L} \times \frac{1000 \cancel{mL}}{1 \cancel{L}} \times \frac{1 \text{ lata}}{355 \cancel{mL}} = 5.63 \text{ latas} \quad \text{(redondeadoa c entésimas)}$$

EJERCICIO 3.9

Véanse los problemas 3.17-3.24.

¿Qué volumen en litros equivale al volumen de seis latas de bebida de cola, cada una de las cuales contiene 355 mL?

Figura 3.8 Masasm étricas aproximadas.

3.5 Medición métrica de la masa y conversiones

La unidad SI básica de masa es el **kilogramo** (kg), que es igual a 1000 **gramos** (g). El gramo es aproximadamente igual a la masa de cuatro tachuelas y es una unidad conveniente para la mayor parte de las mediciones de laboratorio. La Fig. 3.8 muestra varias aproximaciones de masas métricas. Una masa estándar de un kilogramo, hecha de una aleación de platino e iridio, se guarda en condiciones especialmente reguladas en Francia, pero también se guardan duplicados en otros países. El kilogramo, el gramo, el **miligramo** (mg) y el **microgramo** (μg)s onm asasm étricasc omunes.

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} \quad \text{o} \quad 0.001 \text{ kg} = 1 \text{ g}$$
$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg} \quad \text{o} \quad 0.001 \text{ g} = 1 \text{ mg}$$
$$1 \text{ mg} = 1000\ \mu\text{g} \quad \text{o} \quad 0.001 \text{ mg} = 1\ \mu\text{g}$$

Todas estas cantidades son exactas.

El gramo se definió originalmente como la masa de 1.000 cm^3 de agua a 4°C, la temperatura a la que un gramo de agua ocupa el volumen más reducido. Por tanto, 1 L de agua tiene una masa de 1 kg. Aunque el volumen exacto de agua cambia levemente a distintas temperaturas, para fines prácticos 100 g de agua tienen un volumen de 100 mL.

Masa de agua	Volumen
1 g de agua	1 mL
100 g de agua	100 mL
1 kg de agua	1 L

EJEMPLO 3.10 **Aproximaciones de masas métricas**

Hazl asa proximacionesd em asasm étricass iguientes.

(a) Unat abletad ea spirinat ieneu nam asaa proximadad e
(1) 30 g **(2)** 3 g **(3)** 0.3 g **(4)** 0.03 g

(b) Una taza con 8 oz de café tiene una masa de aproximadamente
(1) 500 g **(2)** 250 g **(3)** 25 g **(4)** 0.50 kg

(c) Dos litros de bebida gaseosa de cola tienen una masa (peso) de aproximadamente
(1) 2 kg **(2)** 1 kg **(3)** 200 g **(4)** 2 g

SOLUCIÓN

(a) Lam asad eu naa spirinae sd ea proximadamente $\frac{1}{3}$ go 0.3 g,r espuesta(3).

(b) La taza de café de 8 oz es la cuarta parte de un cuarto. Un cuarto equivale aproximadamente a un litro (en realidad, a un poco menos de un litro); por tanto, una taza (8 oz) es aproximadamente igual a $\frac{1}{4}$ L (250 mL) y tiene una masa de 250 g, respuesta(2).

(c) Puesto que la masa de 1 L de agua es de 1 kg (1000 g), 2 L de un líquido que es agua en su mayor parte tienen una masa de aproximadamente 2000 g o 2 kg, respuesta(1).

EJERCICIO 3.10

Unaa nimadorad eportivad eb ajae staturap esaa proximadamente
(1) 500 kg **(2)** 100 kg **(3)** 50 kg **(4)** 5 kg

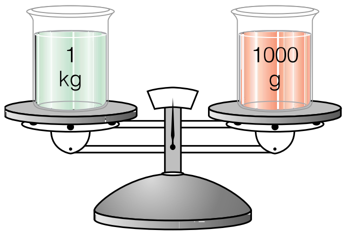
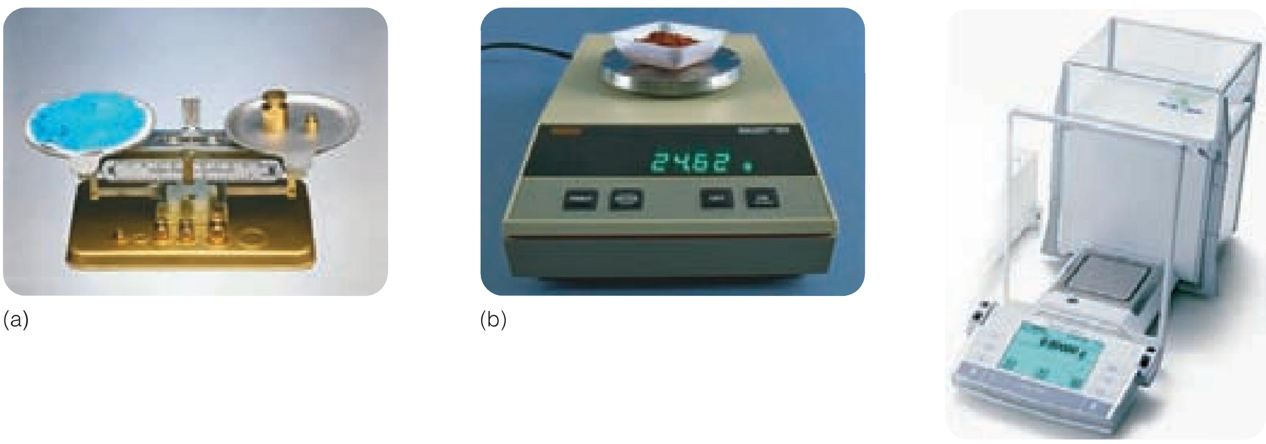


Figura 3.9 Balanzas encilla.

Si dos masas son iguales, la Tierra ejercerá sobre ambas la misma atracción gravitatoria (Fig. 3.9). Las balanzas más antiguas que se utilizaron para comparar masas iguales consistían principalmente en una barra equilibrada en el centro con un cesto colgado en cada extremo. El objeto por pesar se colocaba en uno de los cestos, y se ponían piedras como pesos en el otro hasta equilibrar la barra. Los antiguos egipcios ya utilizaban balanzas de este tipo alrededor de 5000 a.C. para pesar polvo de oro y productos comerciales.

Figura 3.10 Balanzas de laboratorio. (a) Balanza clásica de doble platillo. (b) Las balanzas de platillo elevado (granatarias) determinan masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g.
(c) Las balanzas analíticas electrónicas de un solo platillo determinan masas con una aproximación de 0.0001 g.



(a) (b) (c)

En la década de 1860 a 1870 se perfeccionaron balanzas sencillas de doble platillo (Fig. 3.10a) y **balanzas analíticas**, también de doble platillo, que permitían pesar con una aproximación de 0.1 mg. Aunque los pesajes tomaban un tiempo considerable, estas balanzas prepararon el camino para los análisis exactos y para muchos descubrimientos en el campo de la química.

Conexiones con el aprendizaje 0.1 mg = 0.0001 g. Esto equivale aproximadamente a la masa de un grano pequeño de sal.

Alrededor de 100 años después, en la década de 1960 a 1970, las balanzas analíticas de un solo platillo llegaron a ser un instrumento común en los laboratorios de química. Con estas balanzas se podía establecer la masa de una muestra con una aproximación de 0.0001 g (0.1 mg) en menos de un minuto. Estas balanzas analíticas agregaban o quitaban masas mecánicamente a un brazo compensado. Para mediados de los años ochenta se pudo disponer de **balanzas electrónicas de platillo elevado** (Fig. 3.10b) y balanzas analíticas electrónicas (Fig. 3.10c). Estas balanzas de lectura digital abreviaron aún más el procedimiento de pesaje. Simplemente se oprime un botón para ajustar el "cero" de la balanza, se coloca el objeto sobre el platillo de la balanza y se lee la masa. Una balanza de platillo elevado tiene un solo platillo sin cámara cerrada en torno suyo, y ordinariamente puede manejar masas mayores que las balanzas analíticas e indicar las masas con una aproximación de 0.01 g o 0.001 g (Figs. 3.10b y 3.11). La tecnología moderna ha eliminado muchos de los aspectos tediosos de la ciencia.

Las balanzas electrónicas utilizan un electroimán con circuitos electrónicos que hace variar la fuerza magnética necesaria para compensar la fuerza gravitatoria que se ejerce sobre el objeto por pesar.

EJEMPLO 3.11 Masas métricas

La balanza de platillo elevado de la Fig. 3.11 muestra una masa total medida con una aproximación de 0.01 g, es decir, de

(a) decigramos(décimosd eg ramo).
(b) centigramos(centésimosd eg ramo).
(c) miligramos(milésimosd eg ramo).
(d) décimosd em iligramo(diezmilésimosd eg ramo).

Figura 3.11 Balanzag ranataria electrónica.

SOLUCIÓN

La masa se ha medido con una aproximación de 0.01 g, lo que equivale a una aproximación de centigramos (b).

EJERCICIO 3.11

Determinal am asad el am onedaq uee lijasp esándolae nu nab alanzad el aboratorio.

EJEMPLO 3.12 Conversiones de masas métricas

Hazl as conversionesd em asasm étricass iguientes.

(a) 0.600 kg = _____ g
(b) Una tableta de vitamina C de 250 mg = _____ g

SOLUCIÓN

(a) 600 g, porque $0.600\ \cancel{\text{kg}} \times \dfrac{1000\ \text{g}}{1\ \cancel{\text{kg}}} = 600\ \text{g}$

(b) 0.250 g, porque $250\ \cancel{\text{mg}} \times \dfrac{1\ \text{g}}{1000\ \cancel{\text{mg}}} = 0.250\ \text{g}$

EJERCICIO 3.12

(a) Unat abletac ontiene1 5m gd ez inc.E xpresae stac antidade nm icrogramos.
(b) Una porción de media taza de brócoli contiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidade ng ramos.

Véanse los problemas 3.25-3.30.

3.6 Conversión entre unidades métricas y anglosajonas

Si todas las mediciones se hiciesen en unidades métricas (SI), como las que hemos descrito, las conversiones entre unidades grandes y pequeñas serían muy sencillas. Por desgracia, muchas medidas no se dan en unidades métricas, y los factores de conversión no siempre son múltiplos de 10, pero la misma estrategia que hemos empleado para resolver los problemas más sencillos, el análisis dimensional, es un método excelente para resolver problemas más complejos. Al igual que en el caso de las conversiones métricas, debemos partir de la *cantidad conocida* y multiplicarla por uno, dos o más factores de conversiónc onl asu nidadesi dóneasp arac onvertire lv alora l asu nidadesd eseadas.

$$\text{Cantidadc onociday u nidad(es)} \times \text{Factor(es)d ec onversión}$$
$$= \text{Cantidade nl as unidadesd eseadas}$$

La tabla 3.5 contiene una lista de algunas equivalencias métricas y anglosajonas. En el apéndice A se ofrecen más equivalencias. Utilízalas para resolver los problemas de muestra siguientes y los problemas similares que se incluyen al final del capítulo.

EJEMPLO 3.13 Conversiones entre unidades anglosajonas y métricas

Supón que tu estatura es de 5 pies 9 pulgadas, pero en la solicitud de empleo se te pide tu estatura en metros. ¿Cuál es?

SOLUCIÓN

La cantidad conocida, 5 pies 9 pulgadas, es 5.75 pies en forma decimal (porque 9 pulg = $\frac{9}{12}$ pie o 0.75 pie). Escribe esta cantidad y la unidad que se pide en la respuesta: metros.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

$$\text{Plan: pie} \longrightarrow \text{pulg} \longrightarrow \text{cm} \longrightarrow \text{m}$$

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$5.75\ \cancel{\text{pies}} \times \frac{12\ \cancel{\text{pulg}}}{1\ \cancel{\text{pie}}} \times \frac{2.54\ \cancel{\text{cm}}}{1\ \cancel{\text{pulg}}} \times \frac{1\ \text{m}}{100\ \cancel{\text{cm}}} = 1.75\ \text{m} \qquad \text{(redondeado a tres cifras)}$$

EJERCICIO 3.13

(a) ¿Cuál es tu estatura en metros?

(b) 0.381 m = _____ pulg.

Tabla 3.5 Conversiones métricas y anglosajonas*

Longitud	Volumen	Masa
1 m = 2.54 cm (exactos)	1 qt = 946 mL	1 lb = 454 g
1 m = 39.37 m	1 L = 1.057 qt	1 kg = 2.20 lb
1 mi = 1.609 km	1 m^3 = 1057 qt	1 oz (avoir.) = 28.35 g
1 km = 0.6215 mi	1 $pulg^3$ = 16.39 cm^3	1 oz (troy) = 31.10 g
	1 oz fl = 29.6 mL	

*Las conversiones de uso más frecuente se muestran en azul.

EJEMPLO 3.14 **Conversiones (complejas) entre unidades anglosajonas y métricas**

Un atleta corre los 100 metros planos en 11.0 s. ¿Cuál es su rapidez en kilómetros porh ora?

SOLUCIÓN

Escribel ac antidadc onocida.

$$\frac{100\ \text{m}}{11.0\ \text{s}}$$

Ac ontinuación,e scribel au nidadq ued ebet enerl ar espuesta:k ilómetrosp orh ora.

Formulau nas eriep lanificadad ec onversionesq uec onduzcaa l asu nidadesd eseadas.

Pland ec onversiónp arae ln umerador: Convertir $\text{m} \rightarrow \text{km}$

Pland ec onversiónp arae ld enominador: Convertir $\text{s} \rightarrow \text{min} \rightarrow \text{h}$

Utiliza factores de conversión que conozcas de memoria o tomados de tablas, según lo necesites.

$$\underbrace{\frac{100\ \cancel{\text{m}}}{11.0\ \cancel{\text{s}}} \times \frac{1\ \text{km}}{1000\ \cancel{\text{m}}}}_{\text{m} \longrightarrow \text{km}} \times \underbrace{\frac{60\ \cancel{\text{s}}}{1\ \cancel{\text{min}}} = \frac{60\ \cancel{\text{min}}}{1\ \text{h}}}_{\text{s} \longrightarrow \text{h}} = 32.7\ \text{km/h}$$

(redondeadoa tresc ifras)

Se convirtieron los metros en kilómetros, y luego se aplicaron dos factores para convertir los segundos en horas.

EJERCICIO 3.14

Véanse los problemas 3.31 -3.40.

(a) Cuando un automóvil viaja a razón de 57 mi/h, ¿cuál es su rapidez en metros por minuto?

(b) Si un automóvil viaja a 96.6 km/h, ¿cuál es su rapidez en millas por minuto?

Figura 3.12 Un tablero de dardos como analogía de precisión y exactitud.

3.7 La incertidumbre en las mediciones

Ninguna medición es exacta al 100%. Una pieza de una máquina se puede fabricar conforme a especificaciones que se miden en milésimas de pulgada, o en centésimas de milímetro, pero al examinar con aumento el objeto medido se observa que la medición no esd elt odoe xacta. Todam ediciónе s **incierta** enc iertop unto.

Cuando se hacen varias mediciones que concuerdan dentro de un margen estrecho, decimos que las mediciones tienen buena **precisión**. Cuando el intervalo de valores es pequeño, la precisión aumenta, pero el simple hecho de que las cifras concuerden estrechamente no significa que son exactas. Si una persona se pesa tres o cuatro veces en su báscula de baño, los pesos obtenidos pueden tener buena precisión, dentro de un margen de medio kilogramo a un kilogramo, pero si la escala está desajustada los valores no son exactos. La **exactitud** concierne al grado de coincidencia de las mediciones con el valorv erdadero.

Como cuando procuramos acertar en el blanco de un tablero de dardos, un químico o analista intenta “atinar” en el valor correcto o verdadero de la medición. Se consiguen tanto precisión como exactitud cuando se clavan varios dardos formando un grupo en torno al blanco central (Fig. 3.12). Los dardos que se clavan todos en cierto lado del tablero tienen quizá buena precisión, pero poca exactitud. De modo análogo, el análisis químico repetido de una muestra de sangre puede mostrar un alto nivel de colesterol con buena *precisión*, pero si el análisis se efectúa con un instrumento incorrectamente calibrado,e ntoncesn os erá *exacto*.

Si el equipo está calibrado y funciona correctamente, y el método de análisis es idóneo para la muestra de que se trata, por lo regular una mayor precisión permitirá alcanzar mayor exactitud. Un termómetro que muestra décimas de grado permite tomar lecturas más precisas que otro que sólo está marcado en grados. Podríamos utilizar un reloj ordinario, calibrado en segundos, para cronometrar un evento, pero obtendremos una mayor precisión si utilizamos un cronómetro calibrado en décimas de segundo. Por lo general se requiere equipo más refinado, más costoso, para conseguir mayor precisióny e xactitud.

EJEMPLO 3.15 **Precisión y exactitud**

En una balanza de plato elevado (granataria) se determinó con una aproximación de 0.01 g la masa de un vaso de precipitados con una muestra sólida. Se registraron los valores siguientes en el orden que se indica: 104.01 g, 104.02 g, 103.99 g, 104.01 g. Posteriormente se encontró que el valor "verdadero" o correcto era de 103.03 g. Analiza la precisión y la exactitud de los pesajes.

SOLUCIÓN

Aunque los valores registrados tuvieron buena precisión, fueron poco exactos. Algunas fuentes de error posibles son las siguientes: (1) no haber ajustado inicialmente la posición del "cero" de la balanza; (2) lectura errónea repetida de la balanza; (3) puesto que todas las lecturas fueron demasiado altas, quizá cayeron algunos cristales sobre el plato del ab alanzay p rodujeronr esultados precisosm asn oe xactos.

EJERCICIO 3.15

Con base en los comentarios precedentes, elige el valor más preciso de cada par:

(a) 12 s o 12.1 s
(b) 15.2 g o 15.20 g
(c) 32.10 g o 32.100 g

3.8 Cifras significativas

Si lees el kilometraje recorrido en el odómetro electrónico de ciertos automóviles, probablemente podrás leer el número con una aproximación de décimos de kilómetro. Puedes leer todos los dígitos del número con certeza excepto el correspondiente a los décimos de kilómetro, que es incierto. Si el odómetro indica 45 206.3, se conocen con certeza todas las cifras excepto el dígito final: 3. El 3 en la posición de los décimos es una estimación; es incierto porque estás en algún punto entre tres décimos y cuatro décimos hasta que se muestra cuatro décimos. El número de **cifras significativas** de un valor medido es igual al número de dígitos que son **ciertos**, más un dígito adicional redondeado (estimado), que es un **dígito incierto**. En la lectura del odómetro hay cinco dígitos ciertos y un dígito incierto, lo que hace un total de seis cifras significativas. En resumen:

En todo valor medido, el último dígito de la derecha es estimado; es una cifra incierta.

Númerod ec ifrass ignificativas = Todosl osd ígitosc iertos + Und ígitoi ncierto

La masa de una tachuela medida en una balanza granataria se registró como de 0.24 g. Al colocar la tachuela en una balanza analítica, la masa resultó ser de 0.2436 g. La primera masa se registró con dos cifras significativas; en cambio, la segunda masa se registró con cuatro cifras significativas. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición.

El volumen que se representa en la Fig. 3.13 se debe leer mirando directamente el fondo del **menisco**, que es la superficie líquida con forma de media luna formada por

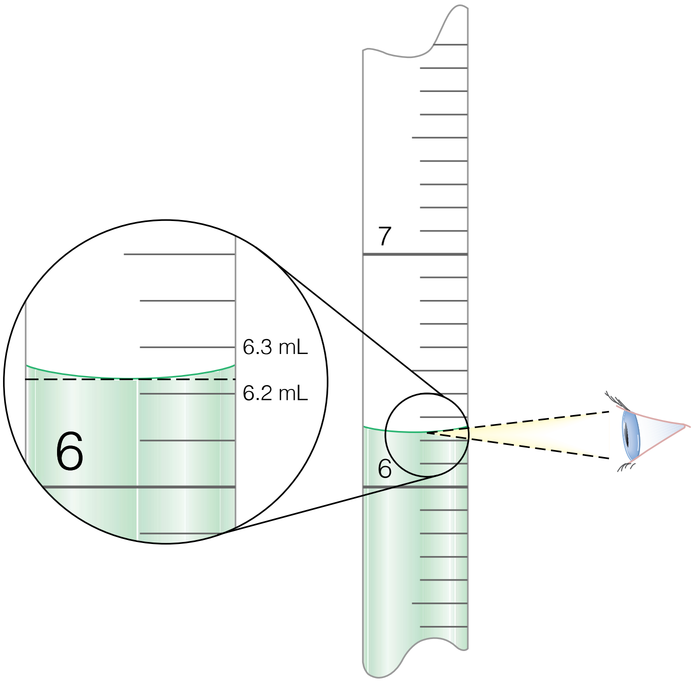


Figura 3.13 Un volumen se puede aproximar a ± 0.01 mL cuando las calibraciones se indican en décimos, como en esta figura. El volumen 6.32 mL tiene tres cifras significativas.

efecto de la atracción del líquido hacia el vidrio. Puesto que el fondo del menisco está entre las marcas de 6.2 y 6.3 mL, podemos estimar el volumen con una aproximación de centésimos: en 6.23 mL. El número 6.23 tiene dos cifras ciertas (6 y 2) y un dígito estimado que es incierto (el 3). Las dos cifras ciertas, junto con una cifra incierta, dan un total de tres cifras significativas. Cualquier intento por medir el volumen con una aproximación de milésimos o más es engañoso y no se justifica, pues el instrumento sólo muestra décimas. Se incluye un solo dígito incierto al registrar un número o al contar cifras significativas.

Al medir cualquier cantidad, se debe registrar el *número*, las *unidades* y, si es necesario, un *rótulo* (el nombre) del material que se midió. El número de cifras significativas indica la precisión de la medición. Examina los ejemplos de la tabla 3.6.

Tabla 3.6 Cifras significativas

Cantidad	Dígitos ciertos	Dígitos inciertos	Número de cifras significativas*
14.379	1 4 3 7	9 (milésimas)	5
6.02 mL	6 0	2 (centésimas)	3
120.580 m	1 2 0 5 8	0 (milésimas)	6
7.5 km	7	5 (décimas)	2
0.037 g	3	7 (milésimas)	2
0.0370 g	3 7	0 (diezmilésimas)	3

*La posición del punto decimal nada tiene que ver con el número de cifras significativas.

Números exactos

Ciertos números son **números exactos** por definición: carecen de dígitos inciertos porque no interviene aproximación alguna. En las definiciones 1 m = 1000 mm y 1 L = 1000 mL, 1 m y 1 L son números exactos. Al hacer cálculos podemos pensar que tienen un número infinito de ceros (1.00000…). Los objetos contados y las fracciones, como $\frac{2}{3}$ o $\frac{1}{4}$, también son exactos. No son cantidades aproximadas y no contienen cifras inciertas.

Los ceros en los números

Cuando hay ceros en un valor medido, el número de cifras significativas no siempre coincide con el número total de dígitos. El número 0.0074, por ejemplo, tiene sólo dos cifras significativas, 7 y 4, porque los ceros son únicamente "guardadecimales" que sirven para identificar la posición que le corresponde al decimal. Aplica las reglas siguientes para establecer el número de cifras significativas cuando haya ceros.

Conexión con el aprendizaje
Para contar las cifras significativas, comienza por el primer dígito diferente de cero de la izquierda, cualquiera que sea la ubicación del decimal.

Reglasp arae stablecerl as cifras significativas

1. Todosl ose nterosd iferentesd ec eros ons ignificativos.

2. Todos los ceros a la izquierda del (o que preceden al) primer dígito diferente de cero no son significativos porque sirven para situar el punto decimal, como ya se explicó.

Ejemplos:

0.00567 tiene tres cifras significativas (5, 6 y 7) (en azul).

0.0089 tiene dos cifras significativas (8 y 9) (en azul).

3. Todosl osc eross ituadose ntred ígitosd iferentesd ec eros ons ignificativos.

Ejemplos:

207.08 tiene cinco cifras significativas (2, 0, 7, 0 y 8).

0.0401 tienet resc ifrass ignificativas(4,0 y 1).

4. Todosl osc erosa lf inald eu nn úmeroc onp untod ecimals ons ignificativos.

Ejemplos:

34.070 tienec incoc ifrass ignificativas(todass ons ignificativas).

0.0670 tiene tres cifras significativas (6, 7 y el 0 final).

400. tienet resc ifrass ignificativas.(Advierte elp untod ecimal.)L ao misiónd e este punto decimal (ver la regla 5) da lugar a confusión.

5. Los ceros al final de un número entero sin punto decimal dan lugar a confusión porque pueden ser —o no ser— significativos. Por ejemplo, es imposible saber cuántas cifras significativas representan 300 mL, 300 m o 300 g (sin punto decimal). El número puede tener una, dos o tres cifras significativas, según la precisión de la medición. Pudo haber sido medido con una aproximación de un entero, 300 ± 1, con una precisión de tres cifras significativas. También podría representar una aproximación redondeada a decenas, 300 ± 10, con dos cifras significativas, o redondeada a centenas, 300 ± 100, con una cifra significativa. Por consiguiente, en el caso de 300 (sin decimal) sólo podemos estar seguros de una cifra significativa; en cambio, 300. (con decimal) tiene tres cifras significativas. Si afirmamos que había 8500 personas en un evento deportivo, sólo indicamos dos cifras significativas. Si decimos que había 8530 personas tendremos mayor precisión, con tres cifras significativas: 8, 5 y 3. Si un informe señala que se vendieron 8530. boletos, entonces tenemos cuatro cifras significativas, pues el decimal indica que el cero es significativo (Fig. 3.14). La confusión con los ceros se evita escribiendo el número en notación científica. Este método sed escribirâe nl as ección3 .9.

Figura 3.14 ¿De cuál ciudad se indica su población con más precisión, con base en las cifras significativas?

EJEMPLO 3.16 **Cifras significativas**

¿Cuántasc ifrass ignificativash aye nc adau nad el asc antidadess iguientes?

(a) 60.1 g **(b)** 6.100 g **(c)** 0.061 g **(d)** 6100 g

SOLUCIÓN

(a) tres cifrass ignificativas(reglas1 y 3)
(b) cuatro cifrass ignificativas(reglas1 y 4)
(c) dos cifrass ignificativas(reglas1 y 2)
(d) incierto: podrían ser dos, tres o cuatro cifras significativas (regla 5)

EJERCICIO 3.16

¿Cuántasc ifrass ignificativash aye nc adau nad el asc antidadess iguientes?

(a) 70.1 **(b)** 70.10 **(c)** 0.07010 **(d)** 7000

Cómo redondear números

Véanse los problemas 3.41-3.44.

Al hacer cálculos con tu calculadora, casi siempre el número de dígitos que se muestran es mayor que el número correcto de cifras significativas, por lo que deberás **redondear losn úmeros**.S iguee stasr eglas.

Reglas parar edondear números

1. Si el dígito que quieres eliminar es menor de 5, descarta ese dígito y todos los que aparezcan a la derecha de él. Los dígitos que se eliminarán se muestran en azul.

   Ejemplos:

   El redondeo de 86.0234 ga t resc ifrass ignificativasd a 86.0 g.

   El redondeo de 0.07893 ma tresc ifrass ignificativasd a 0.0789 m.

2. Si el dígito que quieres eliminar es mayor de 5, aumenta en uno el valor del último dígitoq ues ec onserva.

   Ejemplos:

   El redondeo de 0.06587 La t resc ifrass ignificativasd a 0.0659 L.

   El redondeo de 586.52 ga t resc ifrass ignificativasd a 587 g.

Ningún cálculo con cantidades medidas puede dar resultados más precisos que la medición menos precisa. Las reglas para la adición y la sustracción difieren de las correspondientesa l am ultiplicacióny l ad ivisión,c omos ed escribee ns eguida.

Adición o sustracción

Cuando se suman o se restan cantidades medidas, la respuesta conserva el mismo número de dígitos a la derecha del punto decimal que estaban presentes en el valor menos preciso, es decir, el valor con el menor número de dígitos a la derecha del punto decimal. En ele jemploq ues igues es ubrayanl osd ígitosi nciertos.

Suma: 46.1 g, 106.22 g y 8.357 g.

46.1 g	El4 6.1s eh am edidoú nicamenteh astad écimasd eg ramo
8.357 g	y es el valor menos preciso; por tanto, se debe redondear
106.22 g	lar espuestaa d écimasd eg ramo.
160.677 g	Elr edondeoa d écimasd a 160.7 g.

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta de calculadora, que es 160.677, no da el número correcto de cifras significativas. Debes redondear el número a 160.7 g con base en la cantidad menos precisa, que es incierta en las décimas de gramo.

Multiplicación o división

Cuando se multiplican o dividen cantidades medidas, la respuesta debe contener el mismo número de cifras significativas que estaban presentes en la medición con el menor número de cifras significativas. Los cálculos siguientes se hicieron con una calculadora.

Multiplicación:

$80.2 \text{ cm} \times 3.407 \text{ cm} \times 0.0076 \text{ cm} = 2.0766346 \text{ cm}^3$ (respuestad ec alculadora)

Respuestac ond osc ifrass ignificativas $= 2.1 \text{ cm}^3$

Los dígitos que se deben eliminar se muestran en azul.

La respuesta debe contener sólo dos cifras significativas porque uno de los números (0.0076)t ieneú nicamented osc ifrass ignificativas.

División:

$$\frac{425.0 \text{ m}}{44.7} = 9.5078299 \text{ m/s}$$ (respuestad ec alculadora)

Respuestac ont resc ifrass ignificativas $= 9.51$ m/s

Ene stec aso,l ar espuestad ebec ontenert resc ifrass ignificativas.

EJEMPLO 3.17 Cifras significativas en los cálculos

Haz los cálculos siguientes y redondea la respuesta al número apropiado de cifras significativas.

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} =$ _____

(b) 500. g es un tamaño métrico estándar. Conviértelo a libras. (Consulta la tabla 3.5.)

(c) $3.0278 \text{ g} + 110.4 \text{ g} + 49.34 \text{ g} =$ _____

SOLUCIÓN

(a) $913.1 \text{ m} \times 0.0165 \text{ m} \times 1.247 \text{ m} = 18.8 \text{ m}^3$ (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 0.0165 m tiene sólo tres cifras significativas.)

(b) $500. \text{ g} \times 1 \text{ lb}/454 \text{ g} = 1.10$ lb (Redondea la respuesta de la calculadora a tres cifras significativas, porque 500. y 454 tiene tres cifras significativas; 1 lb es exacta.)

Conexión con el aprendizaje
Resuelve por ti mismo todos los problemas de ejemplo. Las respuestas se indican aquí para que califiques tu trabajo. La mejor manera de adquirir confianza en tu capacidad para resolver problemas es resolviendo problemas. Haz después el ejercicio como autoevaluación.

(c) 3.0278 g + 110.4 g + 49.34 g = 162.8 g (Redondea a décimas, porque el valorm enosp recisof uem edidoh astal asd écimas.)

EJERCICIO 3.17

Da las respuestas al número apropiado de cifras significativas.

(a) 10.30 cm × 7.82 cm = _____

(b) 3.72 + 143.0 + 2.1 = _____

3.9 Notación científica

Algunos de los números que se utilizan en química son tan grandes, o tan pequeños, que lo dejan a uno atónito. Por ejemplo, la luz viaja a 30 000 000 000 cm/s. Hay 602 200 000 000 000 000 000 000 átomos de carbono en 12.0 g de carbono. Por otra parte, ciertos números son muy pequeños. El diámetro de un átomo mide aproximadamente 0.000 000 000 1 m, y el de un núcleo atómico, 0.000 000 000 000 001 m. Es evidentemente difícil llevar a cuenta de los ceros en cantidades como éstas. Los números de este tipo se pueden enunciar con más precisión, y es más fácil trabajar con ellos, si se escriben en **notación científica**, una forma que utiliza **potencias de 10**. La tabla 3.2 contiene una lista de números como exponenciales en potencias de 10.

Un número en notación científica tiene dos cantidades que se multiplican en la forma

$$n \times 10^{p}$$

donde n es un número entre 1 y 10 que se multiplica por 10 elevado a una potencia, p. Para escribir un número en notación científica, primero desplaza el punto decimal del número a la derecha o la izquierda de modo que sólo quede un dígito diferente de cero a la izquierda del punto decimal. Esto da un número comprendido entre 1 y 10. En seguida, presenta este número multiplicado por 10 elevado a una potencia igual al número de posiciones que se movió el punto decimal, porque cada posición decimal corresponde a un factor de 10.

En el caso de los números mayores de 10, el punto decimal debe desplazarse a la izquierda;p ort anto,e le xponentee su nn úmerop ositivo.P ore jemplo,

$$345.5 = 3.458 \times 10^{2}$$

El punto decimal se desplazó dos posiciones a la izquierda, así que el factor exponencial es 10^{2}.

En el caso de los números entre 0 y 1, el punto decimal debe desplazarse a la derecha;p ort anto,e le xponentee su nn úmeron egativo.P ore jemplo,

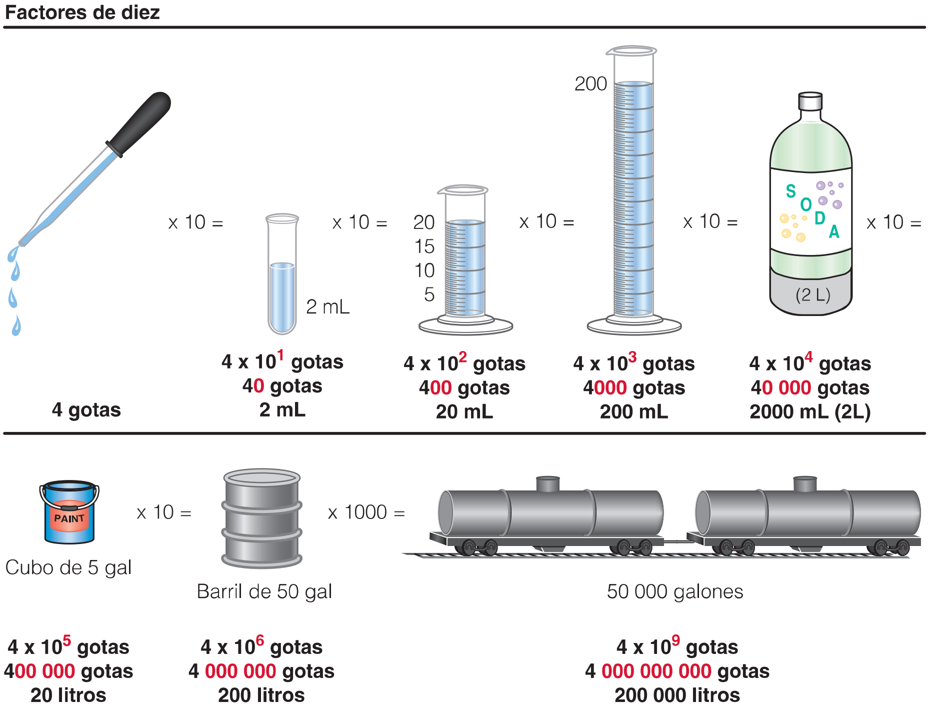
$$0.00456 = 4.56 \times 10^{-3}$$

Aquí, el punto decimal se desplazó tres posiciones a la derecha, así que el factor exponencial es 10^{-3}.

Ahora, mira de nuevo esos números con muchos ceros que citamos al principio de esta sección. La rapidez de la luz en notación científica es de 3.00×10^{10} cm/s con tres cifras significativas. El número de átomos de carbono en 12.0 g de carbono es de 6.022×10^{23} átomos, y el núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 1×10^{-15} m (el puntod ecimals ed esplazó1 5p osicionesa l ad erecha).

Las cantidades que se representan en la Fig. 3.15 aumentan sucesivamente por factores de 10. Estas cantidades están escritas en notación científica para que veas rápidamente lo que ocurre cuando se multiplica un volumen por 10, 100, 1000, y así sucesivamente.

Es frecuente el uso de números exponenciales en los cálculos. Para multiplicar y dividir se deben seguir dos reglas.



Unidad		Aproximación
1 parte por mil	=	200 mL/barril de 50 gal
1 parte por millón	=	4 gotas/barril de 50 gal
1 parte por mil millones	=	4 gotas/50 000 gal (aproximadamente 2 carros tanque)
1 parte por billón	=	4 gotas/alberca residencial grande

Figura 3.15 ¿Quéf racción representau nag otae nu nc ubo de5 g alones?

Cómom ultiplicary dividirn úmeros exponenciales

1. Param ultiplicarn úmerose xpresadose n notaciónc ientífica,s umal ose xponentes.

$$\text{Expresadoe nf ormaa lgebraica: } (a^x)\,(a^y) = a^{x+y}$$

$$\textit{Ejemplos: } (1 \times 10^6)\,(1 \times 10^4) = 1 \times 10^{6+4} = 1 \times 10^{10}$$

$$(1 \times 10^6)\,(1 \times 10^{-4}) = 1 \times 10^{6+(-4)} = 1 \times 10^2$$

2. Parad ividirn úmerose xpresadose nn otaciónc ientífica,r estal ose xponentes.

$$\text{Expresadoe nf ormaa lgebraica: } \frac{a^x}{a^y} = a^{x-y}$$

$$\textit{Ejemplos: } \frac{1 \times 10^{14}}{1 \times 10^6} = 1 \times 10^{14-6} = 1 \times 10^8$$

$$\frac{1 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-23}} = 1 \times 10^{-6-(-23)} = 1 \times 10^{17}$$

Para multiplicar y dividir números con términos tanto exponenciales como no exponenciales, puedes efectuar las operaciones con una calculadora científica o, si utilizas una calculadora simple, agrupa los términos no exponenciales y ocúpate de ellos primero. Después, multiplica o divide los términos exponenciales como se ha indicado. He aquí un ejemplo.

UNA MIRADA CERCANA

Conteo de millones y miles de millones

A casi todo el mundo le parece difícil comprender el significado de números muy grandes y muy pequeños, como los que se suelen emplear en los cálculos científicos. ¿Cuánto tiempo crees que tomaría contar 1 **millón**? Intenta contar un millón de algo. Pore jemplo,h aya proximadamente

- 1 millón de ladrillos en el edificio de una biblioteca universitariat ípica.
- 1 millón de letras en 15 páginas de anuncios clasificados en el diario.
- 1 millón de páginas en 1500 libros como éste.
- 1 millón de minutos en 2 años.
- 1 millón de centavos de dólar en $10 000.
- 1 millón de tazas de gasolina en siete camiones cisterna de gasolina (suponiendo que cada camión transporta 9000 galones).

¿Cuánto tiempo te tomaría contar un millón de objetos, uno a la vez? Si cuentas un objeto por segundo, es obvio que te tomaría un millón de segundos, pero, ¿cuántos días tendrían que pasar para que terminaras? Averigüémoslo empleando factores de conversión y la notación exponencial que se describe en este capítulo.C ontaru nm illónd eo bjetost omaría

$$\frac{1 \times 10^6\ \text{s}}{6} \times \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} \times \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}} \times \frac{1\ \text{día}}{24\ \text{h}} = 11.6\ \text{días}$$

También podríamos decir que 1 segundo en 11.6 días es una parte porm illón.

Consideremos un número aún más grande. ¿De qué tamaño sone nr ealidad **milm illones**?C onsiderae stose jemplos:

- mil millones de minutos en 2000 años.

Los laboratorios de caracterización de agua analizan diversos contaminantes presentes en muestras de agua, en cantidades del orden de partes por mil millones.

- mil millones de gotas de gasolina bastarían para llenar uno y medio camiones cisterna grandes (de 9000 gal).
- mil millones de gotas de agua llenarían una alberca residencialt ípica.

Si cuentas un objeto cada segundo, ¿cuánto te tomaría (en años) contar mil millones de algo? Contar mil millones de objetost omaría

$$\frac{1 \times 10^9\ \text{s}}{1} \times \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} \times \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}} \times \frac{1\ \text{día}}{24\ \text{h}} \times \frac{1\ \text{año}}{365\ \text{días}}$$

$$= 31.7\ \text{años}$$

¿Podríasa veriguare stos inu sarf actoresd ec onversión?

$$\frac{(4.34 \times 10^4)(2.76 \times 10^{-2})}{1.67 \times 10^5} = \frac{4.34 \times 2.76}{1.67} = \frac{10^4 \times 10^{-2}}{10^5} = 7.17 \times 10^{4-2-5} =$$

$$7.17 \times 10^{-3}$$

Ahora, resuelvet úm ismoe le jemplos iguiente.

EJEMPLO 3.18 **Cálculos con notación científica y cifras significativas**

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado de cifrass ignificativas.

$$\frac{(60.2 \times 10^{23})(2.2 \times 10^{-3})}{168} = \underline{\qquad}$$

SOLUCIÓN

Si tu calculadora no tiene notación científica, primero multiplica y divide los términos noe xponenciales.

UNA MIRADA CERCANA

¿Cuánto es una parte por mil millones?

Hace 20 años podíamos medir impurezas químicas del orden de partes por millón (ppm), lo que representa una unidad por cada millón de las mismas unidades. Esto sería como localizar una persona en una ciudad con una población como la de San Diego, Denver, el área metropolitana de Kansas City o el área metropolitana de Nueva Orleáns. Hoy en día es posible analizar impurezas del orden de partes por mil millones. Esto es como localizar cinco personas entre la población mundial de 5000 millones.

¿Cuánto es **1 parte por mil millones**? Comencemos con una alberca grande de 75.0 pies × 32.0 pies × 5.0 pies de profundidad y —empleando factores de conversión— averigüemos el número de gotas de líquido que equivaldrían a una parte por mil millones.

Primeroc alculae lv olumend el aa lberca.

$$75.0 \text{ pies} \times 32.0 \text{ pies} \times 5.0 \text{ pies de profundidad} = 12\,000 \text{ pies}^3$$

En seguida, plantea las unidades para convertir pies cúbicos a mililitros.

Plan de conversión: $\text{pie}^3 \rightarrow \text{pulg}^3 \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{mL}$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{(12 \text{ pulg})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{(2.54 \text{ cm})^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= \_\_\_\_\_$$

No olvides elevar al cubo los números junto con las unidades; por ejemplo, $(12 \text{ pulg})^3 = 12^3 \times \text{pulg}^3 = 1728 \text{ pulg}^3$

$$\frac{12\,000 \text{ pies}^3}{1} \times \frac{1728 \text{ pulg}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1.64 \text{ cm}^3}{1 \text{ pulg}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$= 3.4 \times 10^8 \text{ mL(volumend el aa lberca)}$$

¿Cuántas gotas de agua en una alberca equivalen a 1 parte por mil millones?

Ahora, multiplica este volumen por el factor de 1 parte por mil millones, o $1 \text{ mL}/10^9 \text{ mL}$.

$$\frac{3.4 \times 10^8 \text{ mL}}{1} \times \frac{1 \text{ mL}}{10^9 \text{ mL}} = 0.34 \text{ mL}$$

Agregar este volumen (0.34 mL) a la alberca llena sería como agregar 1 parte por mil millones. Utiliza el factor de 20. gotas/mLp arac onvertire stev olumena g otas.

$$\frac{0.34 \text{ mL}}{1} \times \frac{20. \text{ gotas}}{1 \text{ mL}} = 6.8 \text{ gotas o aproximadamente } 7 \text{ gotas}$$

Así pues, 7 gotas de líquido en una alberca grande equivalen a 1 parte por mil millones.

$$\frac{6.02 \times 2.2}{168} = 0.0788333 \qquad \text{(pantallad el ac alculadora)}$$

$$= 0.079 \quad \text{con dos cifras significativas o } 7.9 \times 10^{-2} \text{ enn otaciónc ientífica}$$

Ac ontinuación,c ombinae stev alorc onl osd emást érminose xponenciales:

$$(7.9 \times 10^{-2}) \times 10^{23} \times 10^{-3} = \_\_\_\_\_$$

Alc ombinarl ost érminose xponencialess et iene

$$7.9 \times 10^{18} \qquad \text{(respuesta)}$$

Nota: Si haces los cálculos aritméticos con una calculadora científica, debes redondear ademásl ar espuestaa d osc ifrass ignificativas,c omoa quís em uestra.

EJERCICIO 3.18

Efectúa los cálculos que se indican y escribe la respuesta con el número apropiado dec ifrass ignificativas.

Véanse los problemas 3.45-3.48.

Figura 3.16 Una lata de bebida gaseosa dietética flota en el agua, no así la bebida gaseosa normal, debido a la diferencia de densidad entre ellas.

Conexión con el aprendizaje
Véase la figura 3.5, sec. 3.4.

$$\frac{(8.29 \times 10^{-2})\,(78.3)}{6.02 \times 10^{23}} = \underline{\qquad}$$

3.10 Densidad y densidad relativa

La densidad es una importante propiedad característica de la materia. Cuando decimos que el plomo es "pesado", o que el aluminio es "ligero", en realidad nos referimos a la densidad de estos metales. La **densidad** se define como la masa por unidad de volumen.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{o} \quad d = \frac{m}{v}$$

La densidad de los sólidos se da en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), y la de los líquidos se acostumbra expresar en gramos por mililitro (g/mL). Recuerda que 1 mL de líquido ocupa el mismo espacio que 1 cm^3, de modo que la densidad de un líquido en gramos por mililitro también se podría expresar como gramos por centímetro cúbico. En el caso de los gases, su densidad se da en gramos por litro. La tabla 3.7 muestra la densidadd ev ariass ustancias.

Si los *volúmenes* de dos sustancias distintas A y B son iguales, pero la masa de A es mayor que la masa de B, la *densidad* de A es mayor que la densidad de B. Es por esto que una lata de bebida gaseosa normal, que contiene varios gramos de edulcorantes, se hunde en agua, en tanto que una lata de bebida gaseosa dietética, con sólo una pequeña masa de edulcorante artificial, flota (Fig. 3.16). Cuando un objeto se hunde, debe desplazar un volumen igual de agua. Si su masa es mayor que la masa del agua desplazada, seh undirá.

La densidad de una sustancia es una propiedad característica importante que ayuda ai dentificaru nas ustancia(Fig. 3.17).

EJEMPLO 3.19 Cálculos y conceptos de densidad

Un matraz lleno hasta la marca de 25.0 mL contiene 27.42 g de una solución de sal y agua. ¿Cuál es la densidad de esta solución?

SOLUCIÓN

$$d = \frac{m}{v} \quad \text{o} \quad \frac{27.42\ \text{g}}{25.0\ \text{mL}} = 1.0968\ \text{g/mL} \qquad \text{(pantallad el ac alculadora)}$$

$$= 1.10\ \text{g/mL} \qquad \text{(respuestac ont resc ifrass ignificativas)}$$

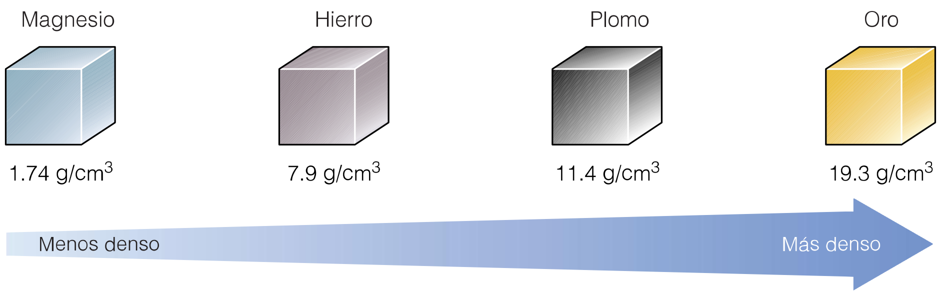


Figura 3.17 Masas de 1.00 cm^3 de varios metales. De los metales que se muestran, el magnesio es el menos denso, y el oro, el más denso.

Tabla 3.7 Densidades de varios materiales a temperatura ambiente

Sólidos	g/cm^3	Líquidos	g/mL	Gases	g/L
Madera balsa (aprox.)	0.13	Gasolina (aprox.)	0.67	Hidrógeno	0.090
Madera de pino (aprox.)	0.42	Alcohol etílico	0.79	Helio	0.177
Hielo (–10°C)	0.917	Aceite de semilla	0.926		
		de algodón		Amoniaco	0.771
Magnesio	1.74	Agua (20°C)	0.998	Neón	0.901
Aluminio	2.70	Agua (4°C)	1.000	Nitrógeno	1.25
Hierro	7.86	Cloruro de metileno	1.34	Aire (seco)	1.29
Cobre	8.96	Cloroformo	1.49	Oxígeno	1.42
Plomo	11.4	Ácido sulfúrico	1.84	Dióxido de carbono	1.96
Oro	19.3	Mercurio	13.55	Cloro	3.17

EJERCICIO 3.19

(a) Un objeto sólido de metal tiene una masa de 5.8269 g y un volumen de 2.15 cm^3. Utiliza las densidades de metales de la tabla 3.7 para identificar este metal una vezq ueh ayasc alculados ud ensidad.

(b) Explica por qué una canoa de aluminio flota en el agua pero una barra de aluminio se hunde.

EJEMPLO 3.20 Cálculos con densidades

¿Cuál sería el volumen de 461 g de mercurio? (*Sugerencia*: La densidad del mercurio se indica en la tabla 3.7 como 13.55 g/mL.)

SOLUCIÓN

Plan: g $\rightarrow$ mL

Inicia con la *cantidad* conocida en gramos y utiliza la densidad como factor de conversión.

$$461 \text{ g} = \frac{1 \text{ mL}}{13.55 \text{ g}} = 34.0 \text{ mL} \qquad \text{(tresc ifrass ignificativas)}$$

Conexión con el aprendizaje
Para resolver este problema, se invierte el factor que representa la densidad del mercurio a fin de que los gramos se cancelen.

EJERCICIO 3.20

(a) ¿Cuál es la masa de 2.5 L de gasolina? (Consulta las densidad en la tabla 3.7.)

(b) ¿Cuál es el volumen en litros de 29.5 kg de gasolina?

Véanse los problemas 3.49-3.60.

La densidad del agua es de 1.00 g/mL a 4.0°C. Este número tan redondeado no es mera casualidad, pues el sistema métrico definió originalmente el gramo de modo que esto fuera así. Si mides 249.00 g de agua pura, tendrá un volumen de 249.00 mL a 4.0°C, pero incluso a la temperatura ambiental normales el volumen se conserva muy cercano a los 249 mL. Por consiguiente, podemos hacer una aproximación rápida de un volumen de agua si conocemos su masa, o de una masa de agua si conocemos su volumen.

El aceite para motor y los aceites vegetales flotan en el agua porque el aceite y el agua son inmiscibles, y la densidad del aceite es menor que la del agua. El mercurio y el removedor de pintura (cloruro de metileno) son ejemplos de líquidos cuya densidad es mayor que la del agua. En la Fig. 3.18 se representan las densidades relativas de varios líquidos.

Figura 3.18 Los líquidos inmiscibles se separan en capas; el líquido más denso se va al fondo y el menos denso sube hasta la superficie. De arriba hacia abajo: aceite de maíz, agua, champú, detergente para vajillas, anticongelante y jarabe de arce.

Una medición similar a la densidad es la **densidad relativa** (D. R.), que es el cociente de la masa de cualquier sustancia entre la masa de un volumen igual de agua en las mismas condiciones. Esta razón equivale a la densidad de una sustancia dividida entre la densidad del agua.

$$\text{Densidad relativa de una sustancia} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua}}$$

La densidad relativa del agua misma, por consiguiente, es exactamente 1. La densidad relativa carece de unidades debido a que se dividen dos valores con las mismas unidades, lo cual da un número sin unidades.

Si se trabaja con unidades SI, en las que la densidad del agua es muy próxima a 1 g/mL a las temperaturas ordinarias, entonces la densidad relativa de una sustancia es numéricamente igual a su densidad.

EJEMPLO 3.21 Densidad relativa

La densidad de un líquido es de 1.5 g/mL. ¿Cuál es su densidad relativa?

SOLUCIÓN

$$\frac{1.5\ \text{g/mL}}{1.0\ \text{g/mL}} = 1.5 \qquad \text{(Lad ensidadr elativan ot ieneu nidades.)}$$

EJERCICIO 3.21

La densidad relativa de un líquido refrigerante de motor resultó ser de 1.12. ¿Cuál es su densidad?

(a) (b)

Figura 3.19 (a)U nd ensímetro permitec onocerl ad ensidadr elativa deu nas olucióna nticongelantep ara determinare ln iveld ep rotección queb rindaa t emperaturasb ajas. (b) El densímetro que aquí se muestram ided ensidadesr elativas de 0.700 a 0.770. Los densímetros seu tilizanp aram edirl ad ensidad relativa de soluciones anticongelantes, elc ontenidod eá cidod el asb aterías dea utomóvil,l ac antidadd ea lcohol presentee ne lv ino, elc ontenidod e azúcar del jarabe de arce y los sólidosd isueltose nl ao rina.

La densidad relativa de varios líquidos comunes, entre ellos el ácido de la batería de tu auto y el refrigerante del radiador, suelen medirse con un dispositivo llamado **densímetro** (Fig. 3.19a). El densímetro se calibra de modo que se pueda conocer directamente la densidad relativa observando el flotador dentro del mismo o leyendo en el tallo flotante el número que coincide con la superficie del líquido (Fig. 3.19b).

Para hacer determinaciones precisas de la densidad o densidad relativa de un líquido se pesa vacía un pequeño recipiente, llamada **picnómetro** o recipiente de densidad relativa, y luego se llena con el "líquido problema" y se pesa de nuevo para conocer la masa del líquido. El volumen del picnómetro se obtiene determinando la masa de agua que el picnómetro puede contener y multiplicando luego esta masa por la densidad del agua (que se invierte para que las unidades se cancelen). Para conocer la densidad se divide la masa del "líquido problema" entre su volumen. La densidad relativa se obtiene simplemente dividiendo la densidad del "líquido problema" entre la densidad del agua, que es exactamente 1 g/mL a 4°C y se mantiene muy próxima a 1 g/mL a temperaturas mása ltas.

Figura 3.20 Picnómetro. El que se muestra aquí tiene una capacidad de 10 mL. Los picnómetros sirven para determinar con precisión densidades y densidades relativas de líquidos.

EJEMPLO 3.22 Cómo determinar la densidad y la densidad relativa

Un picnómetro vacío con una masa de 25.0224 g se llenó con agua pura; la masa total fue de 34.9495 g. Después de llenar el picnómetro con una solución anticongelante, la masa total fue de 35.9858 g. ¿Cuál es la densidad de la solución anticongelante?

SOLUCIÓN

Masa de anticongelante		**Masa de agua en el picnómetro**	
Picnómetro + Anticongelante	= 35.9858 g	Picnómetro + Agua	= 34.9495 g
Picnómetro vacío	= 25.0224 g	Picnómetro vacío	= 25.0224 g
Masa de anticongelante	= 10.9634 g	Masa de agua	= 9.9271 g

$$\text{Volumen} = 9.9271 \text{ g de agua} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.0000 \text{ g de agua}} = 9.9271 \text{ mL}$$

$$\text{Densidad del anticongelante} = \frac{\text{Masa del anticongelante}}{\text{Volumen}} = \frac{10.9634 \text{ g}}{9.9271 \text{ mL}} = 1.1044 \text{ g/mL}$$

EJERCICIO 3.22

¿Cuále sl ad ensidadr elativad el as olucióna nticongelanted ele jemplo3 .22?

Véanse los problemas 3.61-3.64.

3.11 Medición de la temperatura

La mayoría de los habitantes de Estados Unidos están más familiarizados con la escala **Fahrenheit** de temperatura. En esta escala, el punto de congelación del agua es de 32°F y su punto de ebullición es de 212°F. Entre estas dos temperaturas, la escala tiene 212 − 32 = 180 unidades, cada una de las cuales es un grado Fahrenheit.

La mayoría de los habitantes del mundo, y todos los que trabajan con información científica, utilizan temperaturas en grados **Celsius** (°C). Por definición, el punto de congelación del agua es de 0°C y su punto de ebullición corresponde a 100°C. Por tanto, entre los puntos de congelación y de ebullición del agua hay exactamente 100. unidades en la escala Celsius y 180. unidades en la escala Fahrenheit (Fig. 3.21). Por consiguiente, un cambio de 180.°F es equivalente a un cambio de 100.°C, de modo que se necesitan 1.80°F para igualar un grado Celsius.

Originalmente las temperaturas métricas se expresaban en grados centígrados, pero se cambió el nombre de la escala en honor a su inventor, Anders Celsius, un astrónomo sueco.

Unc ambiod et emperaturad e1 .80°F = Un cambio de 1°C (exactamente)

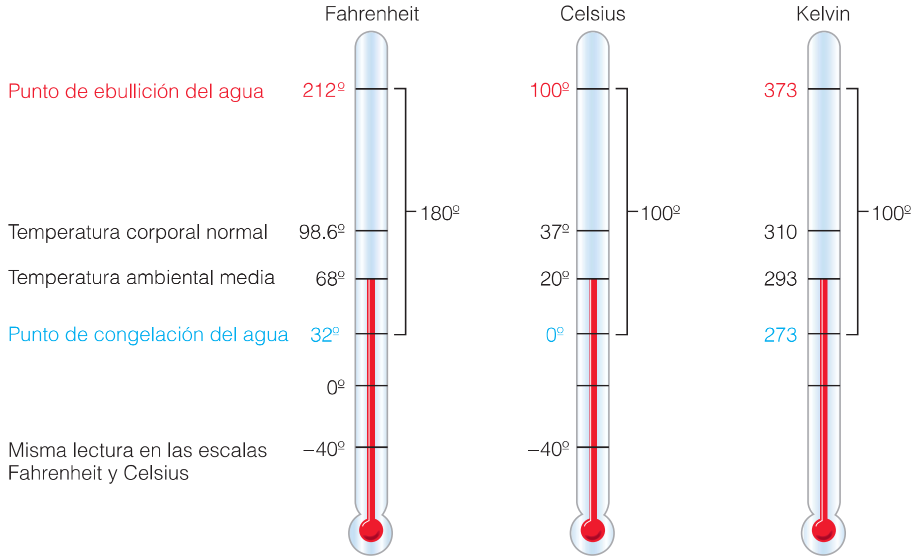


Figura 3.21 Comparación de las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

EJEMPLO 3.23 Conceptos de cambios de temperatura Celsius y Fahrenheit

¿Cuál sería el cambio de temperatura equivalente, en grados Fahrenheit, de un cambio det emperaturad e2 °C?

SOLUCIÓN

$$2\ ^\circ\cancel{\text{C}} \times \frac{1.80^\circ\text{F}}{1\ ^\circ\cancel{\text{C}}} = 3.60^\circ\text{F}$$

EJERCICIO 3.23

(a) Si se produce un cambio de temperatura de 6.00°F, ¿cuál es el cambio de temperaturae ng radosC elsius?

(b) Si la temperatura sube de 20.0 a 25.0°C, ¿cuántos grados subiría la temperatura enl ae scalaF ahrenheit?

Como se muestra en la Fig. 3.21, un cambio de temperatura de 180.°F es igual a un cambio de temperatura de 100.°C. A partir de esta relación podemos deducir una ecuación en que la temperatura en °F dividida entre 180. unidades es proporcional a la temperatura en °C dividida entre 100. unidades. Puesto que 0°C es igual a 32°F (no 0°F), debemos restar 32 grados a la temperatura Fahrenheit.

$$\frac{^\circ\text{F} - 32}{180} = \frac{^\circ\text{C}}{100}$$

Podemosm ultiplicara mbosl adosd el ae cuaciónp or1 80p arao btener

$$^\circ\text{F} - 32 = \frac{180.}{100.} \times {}^\circ\text{C}$$

Las iguientee su naf ormas implificadad ee stae cuación.

$$^\circ\text{F} - 32 = 1.8 \times {}^\circ\text{C}$$

Si conoces una temperatura Celsius, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Celsius y despeja los grados Fahrenheit de la ecuación. Si conoces una temperatura Fahrenheit, introduce ese valor en la ecuación donde aparecen grados Fahrenheit y despeja los grados Celsius. También podemos reorganizar la ecuación simplificada para obtener dos formas diferentes, una en la que se han despejado los grados Fahrenheit y otra en la que se han despejado los grados Celsius.

$$°F = (1.8 \times °C) + 32 \qquad \text{y} \qquad °C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

EJEMPLO 3.24 **Conversiones de temperatura Celsius a Fahrenheit**

Si la temperatura corporal de una persona es de 40.°C, ¿cuál sería en grados Fahrenheit?

SOLUCIÓN

$$°F = (1.8 \quad °C) + 32$$

$$°F = (1.8 \times 40.) + 32$$

$$°F = 72 + 32 = 104°F$$

EJERCICIO 3.24

Si el termómetro marca −10°C en St. Louis, Missouri, ¿cuál es la temperatura Fahrenheit?

EJEMPLO 3.25 **Conversiones de temperatura Fahrenheit a Celsius**

La temperatura en Tucson, Arizona, alcanzó los 113°F cierto día de verano. ¿De cuánto seríae sat emperaturae nl ae scalaC elsius?

SOLUCIÓN

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8}$$

$$°C = \frac{113 - 32}{1.8} = \frac{81}{1.8} = 45°C$$

EJERCICIO 3.25

He aquí una situación especial. Cuando la temperatura es de −40.°F, ¿cuál es la temperaturaC elsius?¿ Quén osd icene stast emperaturas?

La unidad SI de temperatura es el **kelvin** (K), así llamado en honor del físico inglés Lord Kelvin. Advierte que las unidades son kelvin, no grados Kelvin. La unidad kelvin representa un cambio de temperatura del mismo tamaño que un grado Celsius, por lo que un cambio de 50.°C es equivalente a un cambio de 50 kelvin. Se ha establecido que la lectura de temperatura más baja posible es de –273.15°C, la cual se ha definido como el punto cero de la escala Kelvin y se conoce como el **cero absoluto**. Por consiguiente, la escala Kelvin no tiene temperaturas negativas. Para convertir grados Celsius a kelvin, suma 273.15, o simplemente 273 (redondeado a números enteros) a la temperatura Celsius.

La unidad kelvin no se escribe con mayúscula, pero sí el nombre de la escala Kelvin y el símbolo K.

$$K = °C + 273$$

EJEMPLO 3.26 **Conversiones de temperaturas Kelvin y Celsius**

¿Cuál es el punto de ebullición del agua en kelvin? El punto de ebullición del agua es de 100.°C.

SOLUCIÓN

$$K = °C + 273 = 100 + 273 = 373\ K$$

EJERCICIO 3.26

Véanse los problemas 3.65-3.70.

(a) El Voyager I determinó que la temperatura de la superficie de la luna más grande de Saturno, Titán, es de 94 K. ¿Cuál es la temperatura en °C?

(b) El punto de fusión del neón es de −249°C. ¿Cuál es su punto de fusión en K?

3.12 Temperatura y energía calorífica

Las actividades industriales y de investigación en las que intervienen temperaturas muy bajas se dice que se llevan a cabo en condiciones criogénicas.

Hemos estado trabajando con temperaturas, pero no hemos definido aún el término. La **temperatura** es una medida de lo *caliente* o lo *frío* de la materia, y se expresa habitualmente en grados Fahrenheit, grados Celsius o kelvin. La temperatura mide la *intensidad* de la energía de las partículas de una sustancia. Por ejemplo, las partículas de agua de una taza de agua caliente a 50.°C tienen más energía, en promedio, que las partículas de un vaso de agua fría a 10.°C. La temperatura y el calor están relacionados, pero suelen confundirse.

El **calor** es la forma de energía que se transfiere entre muestras de materia debido a diferencias en sus temperaturas respectivas. Una taza de agua caliente a 40.°C puede tener la misma temperatura que una bañera llena de agua, pero ésta derrite más hielo que la taza de agua (Fig. 3.22). De la bañera fluye más calor al exterior que de la taza de agua a la misma temperatura. Como ejemplo adicional supón que un recipiente lleno de agua y otro recipiente igual lleno a la mitad se calientan durante un mismo lapso, y que se transfiere la misma cantidad de energía calorífica a ambas muestras de agua. Después de calentar, la temperatura será más alta en el recipiente lleno a la mitad que en el que está totalmente lleno de agua. Esto se explica como sigue: cuando cierta cantidad de energía se distribuye entre menos partículas, cada una recibe más energía, lo que origina una mayor elevación de la temperatura.

Un proceso espontáneo es aquél que ocurre por sí solo.

Cuando fluye energía calorífica espontáneamente de un objeto a otro, el flujo siempre ocurre del objeto caliente al objeto frío. Cuando se coloca hielo en agua tibia, la temperatura del agua desciende a medida que fluye calor hacia el hielo y lo funde.

La unidad SI de energía es el **joule** (J), pero la conocida **caloría** (cal) también es una unidad métrica de energía calorífica. Debido a que tanto el joule como la caloría representan cantidades muy pequeñas de energía, se suelen utilizar el kilojoule (kJ) y la kilocaloría(kcal).

Conexión con el mundo real
Una bombilla eléctrica de 75 watts consume 75 J de energía cada segundo que permanece encendida.

$$1\ cal = 4.184\ J$$

$$1000\ cal = 1\ kcal = 4184\ J$$

$$1\ kcal = 4.184\ kJ$$

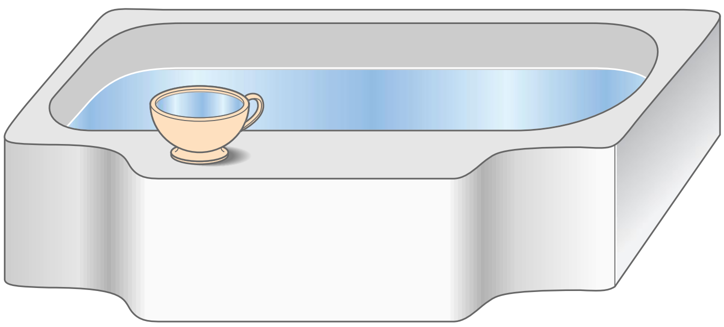


Figura 3.22 Una bañera de agua a unat emperaturad adat ienem ás energíac alorífica q ueu nat azad e agua al am ismat emperatura.

La **Caloría grande** (advierte la C mayúscula) se emplea para medir el contenido energético de los alimentos. La Caloría grande equivale a una kilocaloría, de modo que una galleta de chispas de chocolate de 50 Calorías tiene en realidad 50 000 calorías. Quien siga una dieta quizá sepa que un helado como el banana split contiene 1500 Cal (kcal), pero si estuviera consciente de que esto representa 1 500 000 calorías, le sería másf ácilr enunciara lb ananas plit.

Una **caloría** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C. Advierte que el calor se definió en términos de un cambio de energía del agua. Cada tipo de sustancia, como hierro, latón o agua, por ejemplo, necesita una cantidad de calor diferente para que la temperatura de una muestra de 1 g aumente en 1°C. Este valor se conoce como el **calor específico** de la sustancia.

$$\text{Calor específico expresado en } \frac{\text{cal}}{\text{g-°C}} \quad \text{o} \quad \frac{\text{J}}{\text{g-°C}}$$

g-°C significa g × °C (gramos multiplicados por grados Celsius).

Las sustancias con valores pequeños de calor específico absorben poca energía al calentarse, y desprenden poca energía al enfriarse, en comparación con sustancias como el agua, que tiene uno de los valores más altos de calor específico. La tabla 3.8 muestra losc alorese specíficosd ev ariass ustancias.

Conexión con el mundo real
El agua, con su alto calor específico, es uno de los mejores materiales para almacenar calor en los sistemas de calefacción con energía solar.

Cuando se transfiere calor a cierta cantidad de sustancia, la temperatura cambia. Se suele representar un cambio de temperatura como ΔT (se dice "delta T" por la letra griega que se emplea). La cantidad de calor que una sustancia gana o pierde con un cambio det emperaturas ec alculam ediantel ae cuacións iguiente.

$$\text{Masad el as ustancia} \times (\Delta T) \times \text{Calore specífico} = \text{Calorg anadoo p erdido}$$
$$\text{Gramos} \times \text{°C} \times \text{J/g-°C} = \text{Joules}$$
$$\text{Gramos} \times \text{°C} \times \text{cal/g-°C} = \text{calorías}$$

Se puede determinar cualquiera de los cuatro términos de la ecuación si se conocen los otros tres valores. Para estos cálculos la masa debe estar en gramos, y el cambio de

Tabla 3.8 Calores específicos de algunas sustancias a 25°C

	Calor específico	
Sustancia*	**J/g-°C**	**cal/g-°C**
Aluminio (s)	0.900	0.215
Latón (s)	0.385	0.092
Cobre (s)	0.385	0.0922
Alcohol etílico (l)	2.45	0.586
Oro (s)	0.129	0.0308
Hierro (s)	0.448	0.107
Plomo (s)	0.129	0.0308
Magnesio (s)	1.02	0.244
Mercurio (l)	0.139	0.0332
Plata (s)	0.236	0.0564
Acero (inoxidable) (s)	0.50	0.12
Agua (l)	4.184	1.000
Zinc (s)	0.385	0.0922

*Sólido (s), líquido (l)

temperatura, en grados Celsius o en kelvin (porque las unidades son del mismo tamaño). Cuando el calor se expresa en calorías, el calor específico debe estar en cal/g-°C. Si el calor se expresa en joules, el calor específico debe estar en J/g-°C.

EJEMPLO 3.27 Cálculos de energía calorífica

¿Cuántos joules se necesitan para elevar la temperatura de 225 g de plomo de 5.0°C a 25.0°C?

SOLUCIÓN

Simplemente sustituye los valores apropiados en la ecuación dada para calcular el calor en joules. La masa de plomo es de 225 g, el cambio de temperatura es de 25.0°C − 5.0°C = 20.0 °C, y el calor específico del plomo tomado de la tabla es de 0.129 J/g-°C.

$$225\ \cancel{g} \times 20.0\ \cancel{°C} \times \frac{0.129 J}{\cancel{g}\text{-}\cancel{°C}} = 581\ J$$

EJERCICIO 3.27

(a) Cuando 225 g de plomo absorben 555 J de calor, ¿cuál es el cambio de temperaturae ng radosC elsius?

(b) ¿Qué masa de hierro absorbería 555 J con un cambio de temperatura de 20.6°C?

EJEMPLO 3.28 Cálculos de energía calorífica

¡Este problema no es tan difícil como parece! Muestra un ejemplo práctico en el que interviene el calor.

Supón que tu dieta es de 2100 Calorías (2100 kcal) por día y tu peso corporal es de 68 kg (que en este problema se supone es sólo agua al 100%). Parte de una temperatura corporal inicial normal de 37°C y utiliza un calor específico de 1.00 cal/g-°C o 1.00 kcal/kg-°C.

(a) Calcula la temperatura máxima que tu cuerpo podría alcanzar absorbiendo las 2100 kcal de una sola vez.

(b) Intentae xplicar porq uét uc uerpon oa lcanzat emperaturasd ee steo rden.

SOLUCIÓN

(a) Reacomoda la ecuación dada en esta sección para despejar el cambio de temperatura, ΔT.

$$\Delta T = \frac{\text{Calor total}}{\text{Masa} \times \text{Calor esp.}} = \frac{2100\ \cancel{kcal}}{68\ \cancel{kg} \times 1.00\ \cancel{kcal}/\cancel{kg}\text{-°C}} = 31°C$$

Temperaturam áxima = Temperaturao riginal + 31°C = 37°C + 31°C = 68°C

(b) Tu cuerpo mantiene la temperatura de 37°C metabolizando el alimento a un ritmo relativamente constante y mediante un proceso de enfriamiento basado en la evaporaciónd el at ranspiración.

EJERCICIO 3.28

Véanse los problemas 3.71-3.78.

Supón que tomaste un almuerzo ligero de 325 Calorías (325 kcal). ¿Cuántos kilogramos de agua se podrían calentar 25°C con la energía liberada?

Conexión con el aprendizaje
Resolver los problemas al final del capítulo te proporciona experiencia y confianza.

Advierte que estos problemas tienen que ver con varios de los temas estudiados en este capítulo, como masa, cifras significativas, temperatura, calor específico y energíac alorífica en joules y c alorías.

Resumen del capítulo

La medición en química, y en todas las demás ciencias, implica el uso de unidades métricas o SI. Las unidades básicas de este sistema se muestran en la tabla 3.1. Se obtienen unidades más grandes o pequeñas empleando los prefijos adecuados que representan múltiplos de 10. Trabajar con decimales en vez de fracciones simples como cuartos, octavos y dieciseisavos facilita mucho los cálculos. Algunos prefijos comunes son kilo- (10^3), centi- (10^{-2}), mili- (10^{-3}), micro- (10^{-6}) y otros que se muestran en la tabla 3.2.

Un volumen de 1 litro es igual a 1000 mL, y 1 mL tiene el mismo volumen que 1 centímetro cúbico (cm^3 o cc). La masa se define como la cantidad de una sustancia y se mide en gramos; el peso varía en proporción con la atracción gravitatoria que se ejerce sobre el objeto. La densidad es el cociente de la masa entre el volumen de una muestra dada. La densidad relativa es el cociente de la densidad de una sustancia entre la densidad del agua en las mismas condiciones.

El análisis dimensional permite resolver los problemas mediante un proceso ordenado y lógico que utiliza factores de conversión apropiados. Un factor de conversión se obtiene a partir de dos cantidades cualesquiera que son equivalentes, ya sea que estén en unidades métricas, en unidades anglosajonas o en una combinación de ambos sistemas. Por ejemplo, la igualdad 2.54 cm = 1 pulg es exacta, por definición, y permite formular dos factores de conversión: 1 pulg/2.54 cm y 2.54 cm/pulg. Con el análisis dimensional, una cantidad dada se multiplica por uno o más factores de conversión para obtener la respuesta en las unidades deseadas.

Los objetos contados, las fracciones y las cantidades definidas pueden ser exactos, pero las cantidades medidas presentan siempre cierta incertidumbre. La precisión se refiere a la proximidad mutua de varios valores medidos; en cambio, la exactitud tiene que ver con la proximidad de los valores medidos respecto al valor aceptado o verdadero. Ningún valor calculado puede ser más preciso que el número menos preciso utilizado en el cálculo. La precisión de un número se indica mediante el número apropiado de cifras significativas. En el caso de la multiplicación y la división, el número de cifras significativas de la respuesta debe ser igual al número de cifras significativas del valor menos preciso que se utilice. En la adición y la sustracción, la respuesta se redondea a la misma posición decimal del valor menos preciso.

El uso de la escala Fahrenheit de temperatura está todavía muy extendido en Estados Unidos, pero las mediciones científicas se basan en temperaturas Celsius o Kelvin. El punto cero de la escala Kelvin es el cero absoluto, que es la temperatura más baja posible. Se utilizane cuacionesm atemáticasp arac onvertirl ecturasd et emperatura.

La temperatura es una medida de lo caliente o frío de la materia. El calor es una medida de la cantidad de energía transferida. Las unidades de calor incluyen los joules, kilojoules, calorías y kilocalorías. El calor que se gana o se pierde, la masa, el cambio de temperatura y el calor específico están relacionados entre sí según la ecuación

Calora bsorbidoo l iberado = Masa × Cambiod et emperatura × Calore specífico

A lo largo de este texto se continuarán utilizando las unidades SI y métricas, los factores de conversión y el método de análisis dimensional para resolver problemas. Todo esto es parte fundamentald ell enguajed el ac iencia.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

Comprobarásq ueh asc omprendidob iene stec apítulos ie resc apazd e:

1. Hacer aproximaciones con unidades SI de longitud, volumen, masa y temperatura. [3.2, 3.4, 3.5, 3.12]
2. Convertir longitudes, volúmenes y masas métricas a otras unidades métricas equivalentes.[3.3-3.5]
3. Utilizar el análisis dimensional y factores de conversión para plantear y resolver problemasc onc antidadest antom étricasc omoa nglosajonas.[3.6]
4. Utilizar datos experimentales para analizar la incertidumbre en las mediciones. [3.7]
5. Establecere ln úmerod ec ifrass ignificativase nd atosy c álculos.[3.8]

6. Escribirn úmerose nn otaciónc ientíficay u tilizarlose nc álculos.[3.9]
7. Calcular densidades, densidades relativas, volúmenes o masas a partir de datos experimentales.[3.10]
8. Hacerc onversionese ntret emperaturasF ahrenheit,C elsiusy K elvin.[3.11]
9. Hacer cálculos de calor (joules o calorías), calor específico, masa y cambio de temperatura.E xplicare ls ignificadod ee stost érminos.[3.12]

Términos clave

análisisd imensional[3.3]
balanzaa nalítica[3.5]
balanzad ep latilloe levado (granataria)[3.5]
calor[3.12]
calore specífico[3.12]
caloría[3.12]
Caloríag rande(kcal)[3.12]
Celsius[3.11]
ceroa bsoluto[3.11]
cifrass ignificativas[3.8]
densidad[3.10]
densidadr elativa[3.10]
densímetro[3.10]
dígitoi ncierto[3.8]
exactitud[3.7]
factoresd ec onversión[3.3]
Fahrenheit[3.11]
gramo[3.5]
joule[3.12]
kelvin[3.11]
kilogramo[3.1,3 .5]
litro[3.4]
mediciónі ncierta[3.7]
menisco[3.8]
métodod ef actoresd e conversión[3.3]
metro[3.1]
microgramo[3.5]
microlitro[3.4]
miligramo[3.5]
mililitro[3.4]
notaciónc ientífica[3.9]
númeroe xacto[3.8]
parte por mil millones [3.9]
picnómetro[3.10]
potencias de diez [3.9]
precisión[3.7]
redondearn úmeros[3.8]
SistemaI nternacional(SI) [3.1]
sistemam étrico[3.1]
temperatura[3.12]

Problemas

Unidades métricas y SI (con prefijos)

3.1 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.
a. 1 gal de leche
b. 500 mg de vitamina C
c. películad e3 5m m(parac ámaraf otográfica)

3.2 Respecto a los objetos siguientes, identifica la cantidad numérica, la unidad y el nombre de la sustancia.
a. 10 lb de azúcar
b. 5 kg de papas
c. Ld eb ebidag aseosad ec ola

3.3 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitesp arac ompletarl ose nunciadoss iguientes.
a. Mili- equivale al número _________; por tanto, 1.000 mg = _________ g.
b. Micro- equivale al número _________; por tanto, 1.000 μL = _________ L.
c. Hecto- equivale al número _________; por tanto, 1.000 hm = _________ m.

3.4 Consulta en las tablas 3.1 y 3.2 los prefijos que necesitesp arac ompletarl ose nunciadoss iguientes.
a. Pico- equivale al número _________; por tanto, 1.000 ps = _________ s.
b. Kilo- equivale al número _________; por tanto, 1.000 km = _________ m.
c. Deci- equivale al número _________; por tanto, 1.000 dg = _________ g.

Conversiones métricas y aproximaciones

3.5 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximacionesd el ongitud.
a. El espesor del alambre de un clip para papeles es de aproximadamente
(1) 1 mm (2) 10. mm (3) 1 cm (4) 10. cm
b. Ele spesord ee stel ibroe sd ea proximadamente
(1) 3 mm (2) 3 cm (3) 30. cm (4) 0.3 cm
c. El ancho de una hoja de papel para mecanografiar es dea proximadamente
(1) 22 m (2) 22 dm (3) 22 cm (4) 22 mm

3.6 Si es necesario, utiliza la Fig. 3.4 para hacer estas aproximacionesd el ongitud.
a. La longitud de un billete de un dólar es de aproximadamente
(1) 1.5 cm (2) 15 cm (3) 15 mm (4) 1.5 m
b. La longitud de un campo de fútbol es de aproximadamente
(1) 1 cm (2) 10. m (3) 100. m (4) 1 km
c. El diámetro de una moneda pequeña es de aproximadamente
(1) 2.0 cm (2) 20. cm (3) 0.20 cm (4) 2.0 mm

3.7 Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. Ac ontinuación,o bténl ar espuesta.

a. 0.062m a c entímetros

b. 3000.m a k ilómetros

c. 875 μma k ilómetros

3.8 Muestra cómo plantearías los problemas siguientes utilizando el factor o factores de conversión apropiados. A continuación,o bténl ar espuesta.

a. 1820.m .a k ilómetros

b. 1400.c ma k ilómetros

c. 1700. mm a metros

3.9 Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.

a. 12.5 cm = ______ mm

b. 345 cm = ______ m

c. 34.5 mm = ______ μm

d. 10.5 mm = ______ cm

e. 42.5 m = ______ cm

f. 0.092 m = ______ mm

3.10 Haz las conversiones de longitudes métricas siguientes.

a. 200. m = ______ km

b. 0.829 cm = ______ μm

c. 52.8 nm = ______ mm

d. 4.5 km = ______ m

e. 6.5 µm = ______ mm

f. 105 mm = ______ nm

3.11 Un láser rojo de rubí tiene una longitud de onda de 670. nm. Expresa este valor en milímetros y en micrómetros.

3.12 Un bolígrafo de punta fina deja una marca cuya anchura es de 0.4 mm. Expresa este valor en centímetros y en micrómetros.

3.13 Ciertos virus tienen un diámetro de 475 nm. Expresa estev alore nm icrómetrosy e nm ilímetros.

3.14 Según la publicidad, un buen filtro de aire para el hogar elimina las partículas de moho de 0.625 µm de diámetro.E xpresae stev alore nm ilímetrosy e nn anómetros.

3.15 Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estasa proximaciones.

a. ¿Aproximadamente a cuántas cucharaditas equivalen 20. mL?

(1) 2 (2) 4 (3) 6

(4) 8 (5) 10

b. ¿Cuántos mililitros contiene aproximadamente una latad ea luminiod eb ebidag aseosa?

(1) 3.5 mL (2) 35 mL (3) 350 mL

(4) 3500 mL

c. Para medir 86 mL de ácido, te conviene utilizar una

(1) pipetag raduadad e1 0.m L

(2) probeta de 100. mL

(3) bureta de 50. mL

3.16 Utiliza las Figs. 3.6 y 3.7, si es necesario, para hacer estasa proximaciones.

a. Una pinta es un poco menos de

(1) 500. mL (2) 50. mL (3) 5 mL

(4) 5000. cm^3

b. Diezg otass ona proximadamente

(1) 5 mL (2) 0.5 mL (3) 0.05 mL

(4) 0.005 mL

c. Para medir con exactitud 27.2 mL de un líquido, utilizau na

(1) probeta de 100. mL

(2) pipeta de 10.0 mL

(3) bureta de 50.0 mL

3.17 Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.

a. 0.050 L = _____ mL

b. 0.8 μL = _____ mL

c. 8.9 cm^3 = _____ mL

d. 75 cc = _____ L

3.18 Haz las conversiones siguientes de volúmenes métricos.

a. 25 mL = _____ L

b. 0.005 mL = _____ μL

c. 50. μL = _____ mL

d. 750 mL = _____ cm^3

3.19 ¿Cuál es el volumen en metros cúbicos de un sólido rectangulard e6 .0m × 50. cm × 800. mm?

3.20 ¿Cuál es el volumen en centímetros cúbicos de un sólido rectangular de 15 cm × 0.050 m × 8.0 mm?

3.21 ¿Cuántosd ecímetrosc úbicose quivalena 2 m ^{3}?

3.22 ¿Ac uántosl itrose quivaleu nd ecímetroc úbico?

3.23 Si una botella de 2 L de bebida gaseosa de cola cuesta $1.79 y 6 latas (de 354 mL cada una) cuestan $1.99,

a. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en botellas?

b. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida de cola en latas?

c. ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con los preciosc itados?

3.24 Si una lata de bebida gaseosa (354 mL) de una máquina expendedora cuesta $0.50, y una botella de 2 L de la mismab ebidac uesta$ 1.37,

a. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en la máquinae xpendedora?

b. ¿Cuál es el costo por litro de la bebida en botella?

c. ¿Cuál es la opción más económica de acuerdo con losp reciosc itados?

3.25 Utiliza la Fig. 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.

a. Para tener una masa de 1 kilogramo se necesitarían aproximadamente

(1) 1.5l atasd eb ebidag aseosa (2) 3 latas de bebidag aseosa

(3) unp aqueted e6 l atasd eb ebidag aseosa

b. Para tener una masa de 1 g se necesitaría(n) aproximadamente
 (1) 0.5t abletad ea spirina (2) 9t abletas de aspirina
 (3) 3t abletasd ea spirina

3.26 Utiliza la figura 3.8, si es necesario, para hacer estas aproximaciones.
a. Unc entavod ed ólart ieneu nam asaa proximadad e
 (1) 300 mg (2) 3 g (3) 30 g (4) 30 mg
b. Una persona que tiene una estatura de 5 pies 6 pulgadas y una masa de 130 kg
 (1) esp robablementem uye sbelta
 (2) tieneu np esop romedio
 (3) necesitau np lanp arab ajard e peso

3.27 Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
a. 5.4 g = _____ mg
b. 0.725 kg = _____ mg
c. 25 μg = _____ g
d. 50. mL de agua = _____ g

3.28 Hazl asc onversionesd em asasm étricas siguientes.
a. 0.1 mg = _____ g
b. 250. g de agua = _____ mL
c. 0.5 mg = _____ μg
d. 52.4 cg = _____ g

3.29 Una porción de media taza de brócoli tiene 45 mg de calcio. Expresa esta cantidad en gramos y en microgramos.

3.30 Un blanquillo tiene 7.2 mg de hierro. Expresa esta cantidade ng ramosy e nm icrogramos.

Conversiones entre unidades métricas y anglosajonas

3.31 Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contienel osf actoresd ec onversión.)
a. 165 mm = ______ pulg
b. 1200. mL = ______ qt
c. 145 lb = ______ kg
d. 1.50p iesa c entímetros
e. 500. mL a onzas fluidas
f. 275 g = ______ lb

3.32 Muestra el planteamiento y la respuesta a tres cifras significativas de los problemas siguientes. (La tabla 3.5 contienel osf actoresd ec onversión.)
a. 55.0 mi = ______ km
b. 1.25 m = ______ pulg
c. 150. mL = ______ oz fl
d. 55.0 mi/h a kilómetros por hora
e. 4.00 L a cuartos
f. 150. g a onzas (avoir.)

3.33 El famoso jugador de baloncesto Michael Jordan tiene una estatura de 6.5 pies. ¿Cuál es su estatura en (a) metros y (b) en centímetros?

3.34 El famoso jugador de baloncesto Shaquille O'Neal pesa 310. lb. ¿Cuál es su peso (su masa en realidad) en kilogramos?

3.35 Un atleta destacado corrió 1500. m en 3.00 min 39.0 s. ¿Cuál fue su rapidez en metros por segundos?

3.36 La rapidez de la luz es de 186 000 mi/s. Convierte este valora m etrosp ors egundo.

3.37 Si viajas al límite de velocidad señalado de 55.0 mi/h, ¿cuál es tu velocidad en metros por segundo?

3.38 ¿Cuántos segundos le toma a la luz viajar del Sol a la Tierra, una distancia de 93 000 000 mi o 1.5×10^8 km? La rapidez de la luz es de 3.00×10^8 m/s.

3.39 ¿Cuántos días te tomaría contar 200 000 objetos suponiendo que cuentas uno cada segundo, sin interrupción?

3.40 Si de un grifo gotea agua a razón de una gota por segundo, ¿cuántos litros se recolectarían al cabo de 24.0 h? Supónq ue2 0.g otash acenu nm ililitro.

Cifrass ignificativas yn otación científica

3.41 ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los númeross iguientes?

a. 0.0708	b. 1200
c. 0.6070	d. 21.0400
e. 0.007	f. 5.80×10^{-3}

3.42 ¿Cuántas cifras significativas tiene cada uno de los númeross iguientes?

a. 2.2000	b. 0.0350
c. 0.0006	d. 0.0089
e. 24 000	f. 4.360×10^4

3.43 Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.

a. 800.7	b. 0.07864
c. 0.06995	d. 7.096

3.44 Redondea los números siguientes a tres cifras significativas.

a. 86.048	b. 29.974
c. 6.1275	d. 0.008230

3.45 Expresal osn úmeross iguientese nn otaciónc ientífica.

a. 43 500.	b. 65.0×10^{-5}
c. 0.000320	d. 0.0432×10^4

3.46 Expresal osn úmeross iguientese nn otaciónc ientífica.

a. 0.0000070	b. b. 25.3×10^4
c. 825 000.	d. 827.7×10^{-5}

3.47 Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el númeroa propiadod ec ifrass ignificativas.
a. 146.20 del vaso + 23.1 g de agua + 335 mg de vitamina C = ______
b. 11.2 cm × 8.0 mm × 0.0093 cm = ______
c. $\dfrac{(860. \times 10^6)(0.00543 \times 10^{-2})}{0.03952} =$ ______

3.48 Efectúa los cálculos siguientes y da la respuesta con el númeroa propiadod ec ifrass ignificativas.

a. 124 g del matraz + 65 g de agua + 10.827 g de sal = ______

b. 1.584 m $\times$ 62.0 cm $\times$ 345 mm = ______

c. $\dfrac{(0.0630 \times 10^{-9})\,(2.3 \times\ 10^{2}\,)}{6.28 \times 10^{-2}} =$

Densidady d ensidad relativa

3.49 Un bloque de madera mide 2.0 cm $\times$ 3.5 cm $\times$ 0.52 cm y su masa es de 1.53 g. ¿Cuál es la densidad de la madera?

3.50 Un trozo delgado de madera mide 4.0 cm $\times$ 2.8 cm $\times$ 2.0 mm y su masa es de 0.291 g. ¿Cuál es la densidad del am adera?

3.51 ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de plomo que mide 20. cm $\times$ 20. cm $\times$ 10. cm? Consulta las densidadese nl at abla3 .7.

3.52 ¿Cuál es la masa (en kilogramos) de un bloque de aluminio que mide 20. cm $\times$ 20. cm $\times$ 10. cm? Consulta las densidades en la tabla 3.7.

3.53 ¿Qué volumen de alcohol etílico, en mililitros, debe emplearse en un procedimiento que pide 500. g de alcohol?C onsultal asd ensidadese nl at abla3 .7.

3.54 ¿Qué volumen de ácido sulfúrico (densidad 1.84 g/mL) se necesita para un procedimiento que requiere 54.0 g delá cido?

3.55 Un trozo irregular de metal con una masa de 120.8 g se colocó en una probeta con 24.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 34.6 mL.

a. ¿Cuál es la densidad del metal?

b. Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podríat ratarse?

c. ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?

3.56 Un trozo irregular de metal que pesa 109.2 g se colocó en una probeta con 21.0 mL de agua. El volumen total del agua más el trozo de metal fue de 33.2 mL.

a. ¿Cuál es la densidad del metal?

b. Con base en la lista de densidades, ¿de cuál metal podríat ratarse?

c. ¿Por qué no se puede estar seguro por completo de la identidad de este metal con base en este análisis?

3.57 Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 23.4478 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es lad ensidadd ell íquidop roblema?

3.58 Se llenó un picnómetro con un líquido problema. La masa del picnómetro vacío es de 15.2132 g. La masa del picnómetro más el problema fue de 27.3329 g. Se limpió el picnómetro y se llenó de nuevo con agua destilada, obteniéndose una masa total de 25.9263 g. ¿Cuál es lad ensidadd ell íquidop roblema?

3.59 Un procedimiento pide 45 g de ácido clorhídrico concentrado (densidad 1.19 g/mL). ¿Qué volumen en mililitross ed ebee mplear?

3.60 ¿Cuál es la masa, en gramos, de 350.0 mL de cloroformo (densidad 1.49 g/mL)?

3.61 Determina la densidad relativa de un líquido cuya masa es de 11.023 g, si el mismo volumen de agua tiene una masa de 11.997 g.

3.62 ¿Cuál es la densidad relativa de una muestra de cloruro dem etileno?C onsultal asd ensidadese nl at abla3 .7.

3.63 ¿Qué masa de aire cabría en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del aire a temperatura y presióna mbientales aparecee nl at abla3 .7.

3.64 ¿Qué masa de helio gaseoso cabe en una botella de bebida gaseosa de 2.00 L? La densidad del helio a temperatura y presión ambientales aparece en la tabla 3.7.

Cálculos de temperatura yc alor

3.65 Conviertel ast emperaturass iguientes.

a. 25°F = ______ °C

b. 20.°C = ______ °F

c. 298 K = ______ °C

d. 0.°F = ______ °C

e. – 40.°C = ______ °F

3.66 Conviertel ast emperaturass iguientes.

a. 68°F = ______ °C

b. 39°C = ______ °F

c. 39°C = ______ K

d. −10.°F = ______ °C

e. −10.°C =______ °F

3.67 La temperatura del nitrógeno líquido es de −196°C. ¿Cuále ss ut emperaturae ng radosF ahrenheit?

3.68 Durante la noche la temperatura de Marte puede bajar hasta −120.°F.¿ Cuále sl at emperaturaK elvin?

3.69 Ordena estas temperaturas de la más fría a la más caliente: 0 K, 0°C, 0°F.

3.70 ¿Qué es más caliente: 100.°C o 100.°F?

3.71 Conviertel os iguiente:

a. 1250 cal a Calorías

b. 1250c ala k ilojoules

3.72 Conviertel os iguiente:

a. 154. Cal a calorías

b. 165. Cal a joules

3.73 ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de agua de 20.0°C a 50.0°C?

3.74 ¿Cuántas calorías se necesitarían para elevar la temperatura de 50.0 g de plata (calor específico 0.0564 cal/g-°C) de 20.0°C a 50.0°C?

3.75 ¿Cuánta energía, en joules, se desprende cuando 100. g de hierro (calor específico 0.448 J/g-°C) se enfrían de 100.0°C a 30.0°C?

Estudiantes en **acción**

Construcción de un calorímetro y conversiones

Realiza la siguiente actividad en la que construirás un microagitador y un calorímetro; además practicarás la conversión de unidades y la medición.
Reúne los siguientes materiales. Haz las conversiones que se indican.

Materiales y reactivos

- Termómetro graduado en escala de 32°F a 212°F (transforma a °C), es decir, ______________°C
- 1 lata de aluminio de 0.0937 galones (transforma a mililitros), es decir, ______________ mL
- 1 vaso de unicel con tapa (de diámetro un poco mayor que el de la lata)
- Abrelatas
- 1 vaso de precipitados de 50 mL
- 1 tubo capilar
- 2 clips metálicos
- Mechero Bunsen
- 1 probeta de 10 mL
- 1 probeta de 100 mL
- Agua destilada
- Pinzas para electricista
- Pinzas de laboratorio
- Parrilla de calentamiento con agitación

I. Construcción del microagitador

Procedimiento

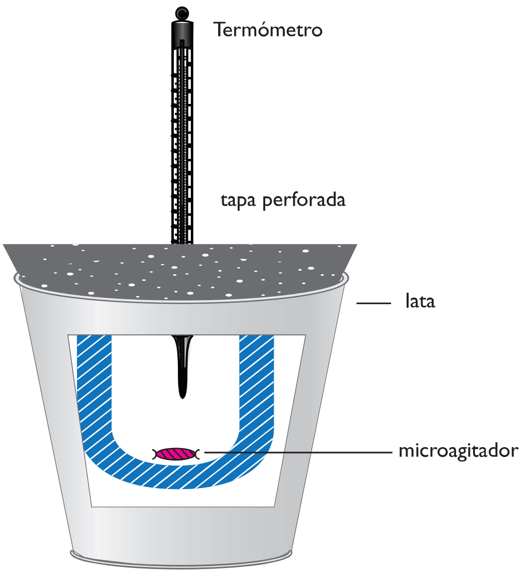
1. Toma el tubo capilar por un extremo con ayuda de unas pinzas y sitúalo en el mechero Bunsen hasta que esté al rojo vivo. Cuando llegue a su fusión, usa las pinzas de laboratorio para sellar ese extremo y déjalo enfriar.
2. Desdobla un clip y con las pinzas para electricista corta un trozo de aproximadamente 1×10^{-5} km (transforma la unidad a centímetros), es decir,______________ cm.
3. Coloca el pedazo de clip cortado dentro del capilar sellado por un extremo. Auxiliándote con las pinzas, sostenlo y ponlo de nuevo en la flama del mechero. Cuando observes que ha llegado al rojo vivo, jala el capilar con rapidez hasta que se forme un hilo muy delgado, esto permitirá sellarlo por completo.

II. Construcción y cálculo de la capacidad calorífica del calorímetro

1. Lava y seca la lata de aluminio y, con ayuda de un abrelatas, retírale la parte superior. Introduce el microagitador.
2. Coloca la lata dentro de un recipiente cilíndrico de unicel (poliestireno) de diámetro un poco mayor al de ésta.
3. Haz un orificio en la tapa del recipiente de unicel, de tal manera que puedas introducir el termómetro graduado.
4. Pon el sistema sobre una parrilla con agitación y vierte 20 mL de agua destilada a 20°C, registra su temperatura real.

Recuerda que la densidad del agua es $d = 1\,\dfrac{g}{cm^3}$

(transforma a $d = \dfrac{lb}{in^3}$ ______________________________)



5. Mide con una probeta aproximadamente 0.1 L (transforma a mL), es decir, ________________ mL de agua y vacíala en un vaso de precipitados, mide su temperatura (T_1) y anótala en la tabla. Caliéntala hasta que alcance una temperatura de 40−41°C, ésta será (T_2).
6. Agrega 80 g (80 mL) del agua a 40°C en el calorímetro y continúa agitando hasta que el sistema se estabilice. Luego mide la temperatura final (T_f) del sistema y regístrala en la tabla 1.
7. Repite el procedimiento al menos tres veces y promedia los resultados de las medidas realizadas. A continuación los emplearás para hacer los cálculos relacionados.

Tabla 1. Registro de temperatura

Masa 1 (m1)	Masa 2 (m2)	Temp. 1 (T_1 °C)	Temp. 2 (T_2 °C)	Temp. final (T_f °C)

Análisis de resultados y cálculos relacionados

Haz los siguientes cálculos con los valores obtenidos en tu sistema. Para ayudarte, presentamos un ejemplo suponiendo que se obtuvo una temperatura final de 35.2 °C. El calor cedido por el agua caliente es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 80\ g\ (1cal)(40 - 35.2^{\circ}C) = 384\ cal$$

Este calor lo absorben el agua a 20°C y el calorímetro.

Por su parte, el calor que gana el agua a 20°C es:

$$Q = mCe\Delta T$$

$$Q = 20g\ (1cal)(35.2 - 20^{\circ}C) = 304\ cal$$

Podemos determinar el calor absorbido por el calorímetro así:

$$Q(\textit{cedido por el agua caliente}) = Q(\textit{cedido por el agua fría}) + Q(\textit{absorbido por el calorímetro})$$

Resolvemos para el calor absorbido por el calorímetro:

$$Q(\textit{absorbido por el calorímetro}) = Q(\textit{cedido por el agua caliente}) - Q(\textit{absorbido por el agua fría})$$

$$Q(\textit{calorímetro}) = 384\ cal - 304\ cal = 80\ cal$$

$$C = \frac{\Delta Q}{T_f - T_1}$$

$$\textit{Capacidad del calorímetro} = \frac{80\ cal}{152^{\circ}C} = 5.3\ \frac{cal}{^{\circ}C}$$