

Introducción

1

- 1.1 El estudio de la química 2
Cómo estudiar química
- 1.2 El método científico 2
- 1.3 Clasificación de la materia 4
Sustancias y mezclas • Elementos y compuestos
- 1.4 Propiedades físicas y químicas de la materia 7
- 1.5 Mediciones 8
Unidades SI • Masa y peso • Volumen • Densidad • Escalas de temperatura
- 1.6 El manejo de los números 13
Notación científica • Cifras significativas • Exactitud y precisión
- 1.7 Análisis dimensional para la resolución de problemas 18
Cómo resolver los problemas

Conceptos básicos

- **El estudio de la química** La química se encarga del estudio de las propiedades de la materia y los cambios que en ella se producen. Los elementos y los compuestos son sustancias que forman parte de las transformaciones químicas.
- **Propiedades físicas y químicas** Para caracterizar una sustancia necesitamos conocer sus propiedades físicas, que pueden ser observadas sin cambios en su identidad y las propiedades químicas, que sólo pueden ser demostradas mediante cambios químicos.
- **Mediciones y unidades** La química es una ciencia cuantitativa y requiere el uso de mediciones. Las cantidades medidas (por ejemplo, masa, volumen, densidad y temperatura) llevan asociadas unidades. Las unidades usadas en química están basadas en el sistema internacional (SI).
- **Manejo de los números** La notación científica se usa para expresar números grandes y pequeños, y en cada número de una medición se deben indicar los dígitos exactos, llamados cifras significativas.
- **Haciendo cálculos químicos** Un método simple y efectivo para realizar cálculos químicos es el análisis dimensional. En este procedimiento una ecuación se usa de tal manera que todas las unidades se cancelen excepto la necesaria para la respuesta final.



Reacción del sodio metálico con cloro gas para formar cloruro de sodio, más conocido como sal de mesa. La química es el estudio de las propiedades de la materia y los cambios que conlleva.



Soporte interactivo

Resumen de actividades

1. Animación interactiva: Sustancias y mezclas (1.3)
2. Animación interactiva: Elementos (1.3)
3. Animación interactiva: Unidades base del SI (1.5)
4. Animación interactiva: Prefijos unidades (1.5)
5. Animación interactiva: Densidad (1.5)
6. Animación interactiva: Exactitud y precisión (1.6)
7. Animación interactiva: Análisis dimensional/método del factor unitario (1.7)

1.1 El estudio de la química

Siendo o no tu primer curso de química, seguro que tienes algunas ideas preconcebidas sobre la naturaleza de la ciencia y sobre la química. Seguro que piensas que la química es practicada en el laboratorio por alguien con bata blanca que estudia cosas en un tubo de ensayo. Esta descripción está bien excepto en un punto. La química es una ciencia experimental muy amplia y la gran mayoría de sus conocimientos provienen de la investigación realizada en el laboratorio. Además, aunque la química de hoy en día utiliza ordenadores para estudiar la estructura microscópica y las propiedades químicas de las sustancias, o emplea sofisticados equipos electrónicos para analizar contaminantes formados por las emisiones de los automóviles o sustancias tóxicas en el suelo. Muchas fronteras en biología y medicina son generalmente exploradas a nivel de átomos o moléculas (unidades estructurales en las que se basa el estudio de la química). Los químicos participan en los descubrimientos de nuevas drogas e investigaciones en la agricultura. Es más, obtienen soluciones para los problemas de contaminación ambiental, encontrando nuevas fuentes de energía. Y la mayoría de las industrias, independientemente de los productos, tienen una base de química. Por ejemplo los químicos han descubierto los polímeros (moléculas muy largas) que una vez manufacturadas se usan para hacer una gran variedad de cosas, como ropa, utensilios de cocina, órganos artificiales, juguetes. Por ello debido a esta gran variedad de aplicaciones a la química normalmente se le llama la ciencia central.

Cómo estudiar química

En comparación con otras materias, es muy común creer que la química es más difícil, al menos a nivel introductorio. Hay cierta justificación para esta creencia, por un lado la química tiene un vocabulario muy especializado. En principio estudiar química es como aprender un nuevo lenguaje. Además algunos de los conceptos son abstractos. Sin embargo, con diligencia puedes completar este curso con satisfacción y quizás incluso con placer. A continuación te mostramos algunas sugerencias que te ayudarán a adquirir un buen hábito de estudio y obtener un buen material.

- Asistir a clase de forma continuada y tomar buenos apuntes.
- Si es posible recordar diariamente los principales conceptos que has aprendido ese mismo día en clase. Usar este libro para complementar tus apuntes.
- Pensar críticamente. Pregúntate a ti mismo si realmente entiendes el significado de los términos o el uso de las ecuaciones. Un buen método para saber si lo entiendes es explicar el concepto a un compañero de clase o a otra persona.
- No dudes en preguntar a tu profesor o asistente si necesitas ayuda.

Encontrarás que la química es mucho más que números, fórmulas, y teorías abstractas. Es una disciplina lógica con interesantes ideas y aplicaciones.

1.2 El método científico

Todas las ciencias, incluidas las ciencias sociales, utilizan variantes de lo que se denomina el *método científico*, un enfoque sistemático para la investigación. Por ejemplo, un psicólogo que quiere saber como afecta el ruido a la capacidad de las personas para aprender química, al igual que un químico interesado en medir el calor liberado cuando se quema hidrógeno en presencia de aire, seguirán más o menos el mismo procedimiento para llevar a cabo sus investigaciones. El primer paso es definir claramente el problema; el siguiente paso radica en desarrollar experimentos, hacer observaciones cuidadosas y anotar la información o *datos* del sistema. Aquí,

el sistema es la parte del universo objeto de investigación. En los dos ejemplos anteriores, los sistemas son el grupo de gente que estudiarán los psicólogos y una mezcla de hidrógeno y aire.

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser **cualitativos**, es decir, *observaciones generales acerca del sistema*, como **cuantitativos**, que consisten en *números obtenidos al hacer diversas mediciones del sistema*. Por lo común, los químicos utilizan símbolos estandarizados y ecuaciones para anotar sus mediciones y observaciones. Esta forma de representación no sólo simplifica el proceso de llevar los registros, si no que también forma la base común para la comunicación con los químicos. La Figura 1.1 resume las principales etapas de un proceso de investigación.

Una vez que los experimentos se han completado y se cuentan con los datos suficientes, el siguiente paso en el método científico es la interpretación, lo cual significa que los científicos intentan explicar el fenómeno observado. Con fundamento en los datos reunidos, el investigador formula una **hipótesis**, es decir, *una explicación tentativa para una serie de observaciones*. Se programan otros experimentos posteriores para probar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el procedimiento empieza de nuevo.

Una vez que se haya reunido una cantidad suficiente de datos es aconsejable resumir la información en forma concisa, como una ley. En la ciencia, una **ley** es *un enunciado sólido verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que siempre se repite bajo las mismas condiciones*. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento formulada por Sir Isaac Newton, que se conoce desde el nivel de bachillerato, establece que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ($F = ma$). El significado de esta ley es que un aumento en la masa o en la aceleración de un objeto siempre llevará a un aumento proporcional de su fuerza; y por el contrario, una disminución en la masa o en la aceleración, siempre se acompañará de una disminución de la fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales para verificar su validez pueden convertirse en teorías. Una **teoría** es *un principio unificador que explica una serie de hechos y las leyes que se basan en éstos*. Las teorías también son probadas constantemente. Si con los experimentos se demuestra que una teoría es incorrecta, entonces deberá ser descartada o modificada hasta que sea congruente con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede llevar años o incluso siglos. Un ejemplo concreto es la teoría atómica, la cual estudiaremos en el Capítulo 2. Llevó más de 2000 años demostrar este principio fundamental de la química propuesto por Demócrito, un filósofo de la antigua Grecia.

El proceso científico rara vez se logra en una forma rígida, paso a paso. En ocasiones una ley precede a una teoría; otras veces sucede lo contrario. Dos científicos pueden empezar a trabajar en un proyecto con el mismo objetivo, pero al final, pueden tomar direcciones completamente distintas. Los científicos, después de todo, son humanos, y sus formas de pensar y trabajar están influidas por sus antecedentes, su entrenamiento y su personalidad.

El desarrollo de la ciencia ha sido irregular y algunas veces hasta ilógico. Los grandes descubrimientos suelen ser producto de las contribuciones y de la experiencia acumulada de muchos investigadores, aunque el crédito por haber formulado una ley o una teoría suele dársele a un solo individuo. Hay también, por supuesto, una cierta dosis de suerte en los descubrimientos científicos, pero se ha dicho que “la suerte favorece a las mentes preparadas”. Corresponde a una persona preparada y alerta reconocer el significado de un descubrimiento accidental y sacarle el máximo provecho. La mayor parte de las veces, el público sólo conoce los acontecimientos científicos espectaculares. Sin embargo por cada historia exitosa, hay cientos de casos en los que los científicos han trabajado años en proyectos que finalmente fueron infructuosos, o en los que el éxito en los resultados sólo vino después de muchos errores y de forma tan lenta que no fueron tan celebrados por el mundo. No obstante hasta las investigaciones infructuosas también contribuyen al avance continuo del conocimiento del universo. Es el amor por la investigación lo que mantiene a muchos científicos en el laboratorio.

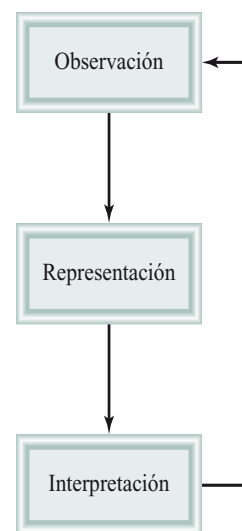


Figura 1.1

Los tres niveles del estudio de la química y sus relaciones. La observación se refiere a eventos en el mundo microscópico; los átomos y las moléculas constituyen el mundo microscópico. La representación es la descripción científica abreviada de un experimento por medio de símbolos y ecuaciones químicas. Los químicos utilizan sus conocimientos sobre los átomos o moléculas para explicar lo observado.

化学

Los caracteres chinos para la química significan “el estudio del cambio”.

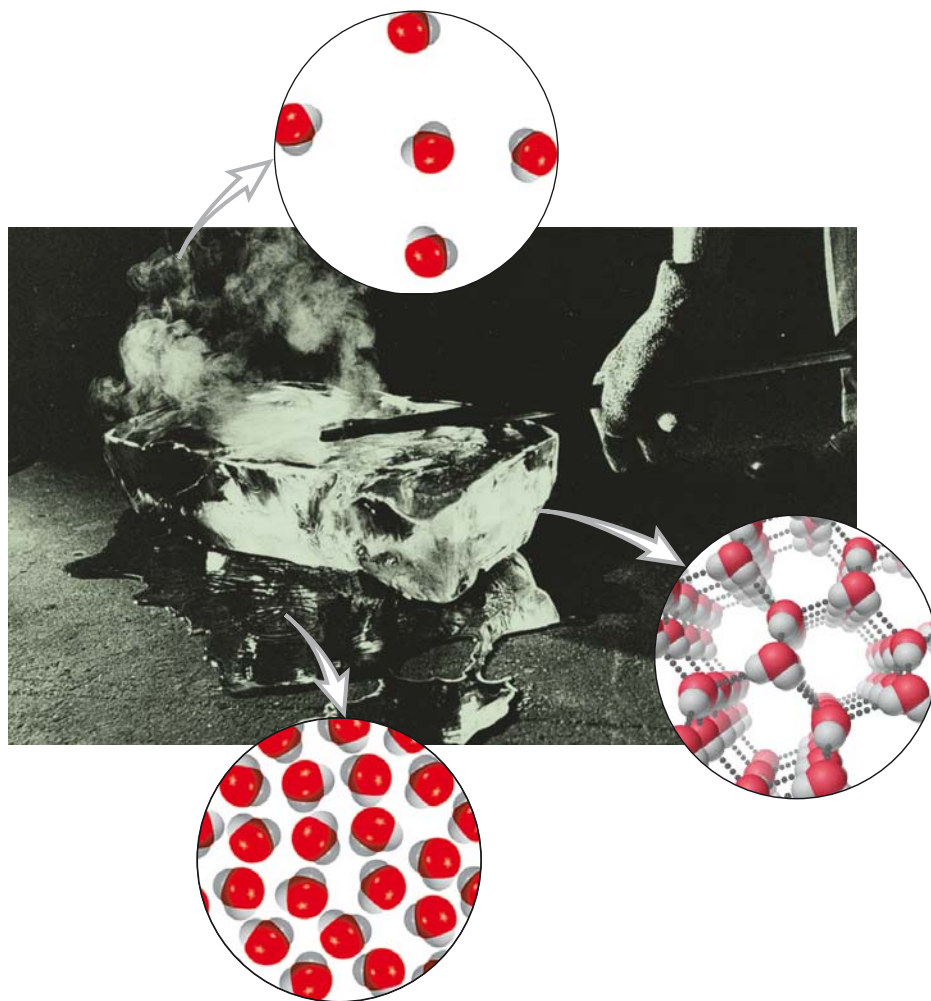
1.3 Clasificación de la materia

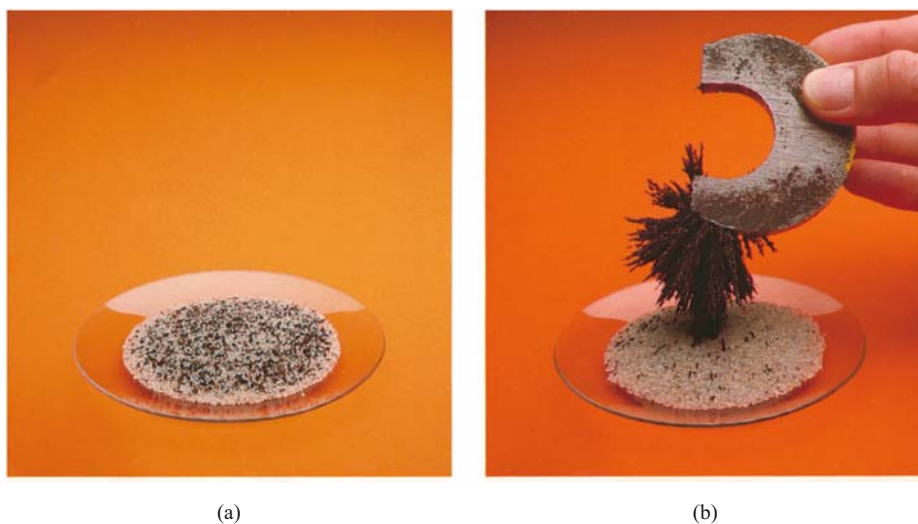
La **materia** es cualquier cosa que ocupa un espacio y tiene masa, y la **química** se dedica al estudio de la materia y los cambios que conlleva. Toda la materia, al menos en principio, puede existir en tres estados: sólido, líquido y gas. Los objetos rígidos son sólidos con formas definidas. Los líquidos son menos rígidos que los sólidos y son fluidos. Son capaces de fluir y adoptan la forma del recipiente que los contiene. Como los líquidos, los gases presentan fluidez, pero a diferencia de los líquidos, pueden expandirse indefinidamente.

Los tres estados de la materia se pueden interconvertir sin cambios en la composición de la sustancia. Por calentamiento, un sólido (por ejemplo el hielo), puede transformarse formando un líquido (agua). (La temperatura a la cual ocurre esta transición se llama *punto de fusión*). Si seguimos calentando el líquido puede transformarse en gas. (esta transformación ocurre en el *punto de ebullición* del líquido). Por otra parte, el enfriamiento del gas puede condensarlo y dar un líquido. Si el líquido es enfriado todavía más, se congelará dando un sólido. La Figura 1.2 muestra los tres estados de la materia. Notar que las propiedades del agua son únicas comparadas con otras sustancias, debido a que las moléculas en estado líquido están más próximas que en el estado sólido.

Figura 1.2

Los tres estados de la materia.
Una varilla caliente transforma el hielo en agua y vapor.



**Figura 1.3**

(a) Una mezcla que contiene virutas de hierro y tierra. (b) Un imán separa las virutas de hierro de la mezcla. La misma técnica se utiliza a gran escala para separar hierro y acero de objetos no magnéticos como aluminio, vidrio y plásticos.

Sustancias y mezclas

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene una composición constante o definida y con propiedades distintivas. Algunos ejemplos son el agua, el amoníaco, el azúcar (la sacarosa), el oro y el oxígeno, las sustancias difieren entre sí en su composición y pueden ser identificadas por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.

Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias en la cual las sustancias conservan sus propiedades características. Algunos ejemplos familiares son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no tienen una composición constante, por lo tanto, las muestras de aire tomadas de varias ciudades probablemente tendrán una composición distinta debido a sus diferencias de altitud, contaminación, etc.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando una cuchara de azúcar se disuelve en agua, obtenemos una **mezcla homogénea**, es decir, la composición de la mezcla es la misma en toda la disolución. Sin embargo, si se juntan arena y virutas de hierro permanecerán como tales (Figura 1.3). Este tipo de mezcla se conoce como **mezcla heterogénea** debido a que su composición no es uniforme.

Cualquier mezcla ya sea homogénea o heterogénea, se puede formar y separar en sus componentes puros por medios físicos sin cambiar la identidad de dichos componentes. Así el azúcar se puede separar de la disolución acuosa calentando y evaporando la disolución hasta sequedad. Si se condensa el vapor de agua liberado, es posible obtener el componente agua. Para separar los componentes de la mezcla de hierro y arena, podemos utilizar un imán para recuperar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena (véase Figura 1.3b). Después de la separación, no habrá ocurrido cambio alguno en las propiedades y composición de los componentes de la mezcla.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un **elemento** es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por métodos químicos. Hasta la fecha se han identificado positivamente 115 elementos (mirar la cubierta interior de este texto).



Animación interactiva:
Sustancias y mezclas. OLC



Animación interactiva:
Elementos. OLC

TABLA 1.1 Algunos elementos comunes y sus símbolos

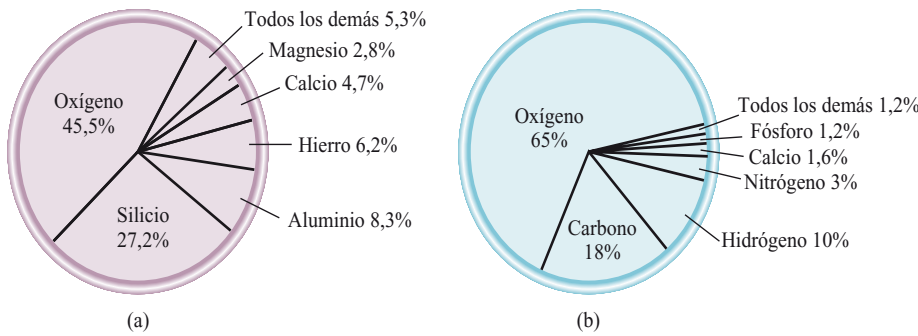
Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Plomo	Pb
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oro	Au
Azufre	S	Flúor	F	Oxígeno	O
Bario	Ba	Fósforo	P	Plata	Ag
Bromo	Br	Hidrógeno	H	Platino	Pt
Calcio	Ca	Hierro	Fe	Potasio	K
Carbono	C	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Sodio	Na
Cobalto	Co	Niquel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

Por conveniencia, los químicos representan a los elementos mediante símbolos de una, dos, o tres letras. La primera letra *siempre* es una mayúscula, pero las siguientes son siempre minúsculas. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es una fórmula de la molécula de monóxido de carbono, que está formada por los elementos carbono y oxígeno. La Tabla 1.1 muestra algunos de los elementos más comunes. Los símbolos de algunos de los elementos derivan de su nombre en latín —por ejemplo Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro), y Na de *natrium* (sodio)— pero la mayoría derivan de su nombre en inglés.

La Figura 1.4 muestra los elementos más abundantes en la corteza terrestre y en el cuerpo humano. Como puedes ver, sólo cinco elementos (oxígeno, silicio, aluminio, hierro, y calcio) están presente en un 90% es la superficie de la Tierra. De estos cinco elementos sólo el oxígeno es el más abundante de los elementos en los seres vivos.

La mayoría de los elementos pueden interactuar con uno o más elementos para formar **compuestos**. Por ejemplo, el agua se puede formar por combustión del gas hidrógeno en presencia de oxígeno. El agua tiene propiedades muy diferentes de aquellas de los elementos que les dieron origen; está formada por dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno. Esta composición no cambia, sin importar si proviene de un grifo de Estados Unidos, del río Yangtze de China o de capas de hielo de Marte. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo pueden separarse por medios químicos en sus componentes puros.

Figura 1.4
(a) Abundancia natural de los elementos en porcentaje en masa. Por ejemplo la abundancia del oxígeno es del 45,5%. Esto significa que en 100 g de una muestra de la corteza terrestre tenemos unos 45,5 g del elemento oxígeno.
(b) Abundancia de los elementos en el cuerpo humano en porcentaje en masa.



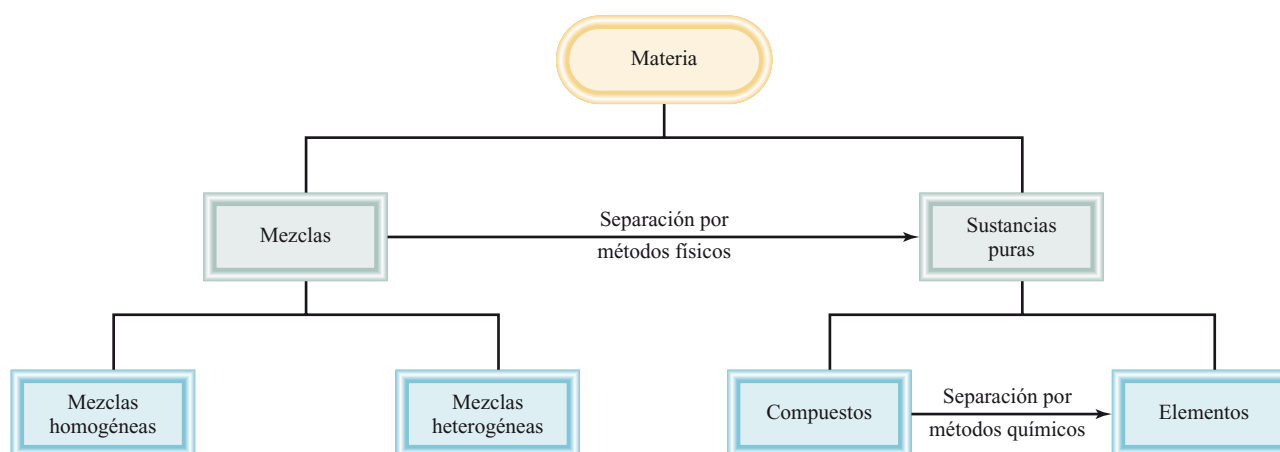


Figura 1.5 Clasificación de la materia.

En la Figura 1.5 se resumen las relaciones existentes entre elementos, compuestos, y otras categorías de la materia.

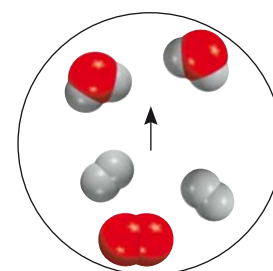
1.4 Propiedades físicas y químicas de la materia

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición, son propiedades físicas. Una **propiedad física** se puede medir y observar sin que cambien la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, se puede determinar el punto de fusión del hielo al calentar un trozo de él y registrar la temperatura a la cual se transforma en agua. Pero el agua difiere del hielo sólo en apariencia, no en su composición, por lo que este es un cambio físico es posible congelar el agua para recuperar el hielo original. Por lo tanto, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. Igualmente cuando se dice que el gas helio es más ligero que el aire, se hace referencia a una propiedad física.

Por otro lado, el enunciado “el gas hidrógeno se quema en presencia de gas oxígeno para formar agua” describe una **propiedad química** del hidrógeno, ya que para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico, en este caso, la combustión. Después del cambio, la sustancia química original, el hidrógeno, habrá desaparecido y todo lo que quedará es una sustancia química distinta, el agua. No es posible recuperar el hidrógeno del agua por medio de un cambio físico, como la ebullición o la congelación.

Cada vez que el lector prepara un huevo cocido, produce un cambio químico al ser sometido a una temperatura de aproximadamente 100°C, tanto la clara como la yema experimentan cambios que modifican no sólo su aspecto físico, sino también su composición. Al ser comido, cambia otra vez la composición del huevo por efecto de las sustancias presentes en el cuerpo denominadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que sucede durante el proceso depende de las propiedades químicas de los alimentos y de las enzimas implicadas.

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia considerada. La masa, que es la cantidad de materia en una cierta muestra de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar. Masa, longitud y volumen son propiedades extensivas. Por ejemplo dos monedas de cobre tendrán la masa resultante de la suma de las masas individuales de cada moneda; y el volumen total ocupado por el agua contenida en dos cubos, es la suma de los volúmenes de agua contenidos en cada cubo.



Hidrógeno ardiendo con aire para formar agua.

El valor medido de una **propiedad intensiva** *no depende de cuánta materia se considere*. La temperatura es una propiedad intensiva. Supóngase que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura; si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura de esta mayor cantidad de agua será la misma que la del agua de los recipientes separados. A diferencia de la masa, la longitud y el volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas, como el punto de fusión y ebullición y la densidad, no son aditivas.

1.5 Mediciones

El estudio de la química depende en gran medida de las mediciones. Los químicos usan las mediciones para comparar las propiedades de diferentes sustancias y para entender los cambios que resultan de un experimento. Hay diferentes instrumentos que nos permiten medir las propiedades de una sustancia. Con la cinta métrica se miden longitudes, en tanto que con la bureta, la pipeta, la probeta y el matraz aforado se miden volúmenes (Figura 1.6), con la balanza, se mide la masa, y con el termómetro, la temperatura. Estos instrumentos permiten hacer mediciones de las **propiedades macroscópicas**, es decir, que *pueden ser determinadas directamente*. Las **propiedades microscópicas**, a escala atómica o molecular, deben ser determinadas por un método indirecto, como veremos en el Capítulo 2.

Una cantidad medida suele escribirse como un número con una unidad apropiada. Así, decir que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta ruta es 5 166 no tiene significado. Se debe especificar que la distancia es de 5 166 kilómetros. Lo mismo es válido para la química. Las unidades son indispensables para expresar de forma correcta las mediciones.

Unidades del SI



Animación interactiva:
Unidades básicas del Sistema
internacional (SI). OLC

Durante muchos años, los científicos expresaron sus mediciones en *unidades métricas*, relacionadas entre sí decimalmente, es decir, mediante potencias de 10. Sin embargo en 1960, la Conferencia General de Pesos y Medidas, la autoridad internacional en

Figura 1.6

Algunos dispositivos de medición comunes en un laboratorio de química. Estos dispositivos no están dibujados a escala unos respecto de otros. Su empleo se estudiará en el Capítulo 4.

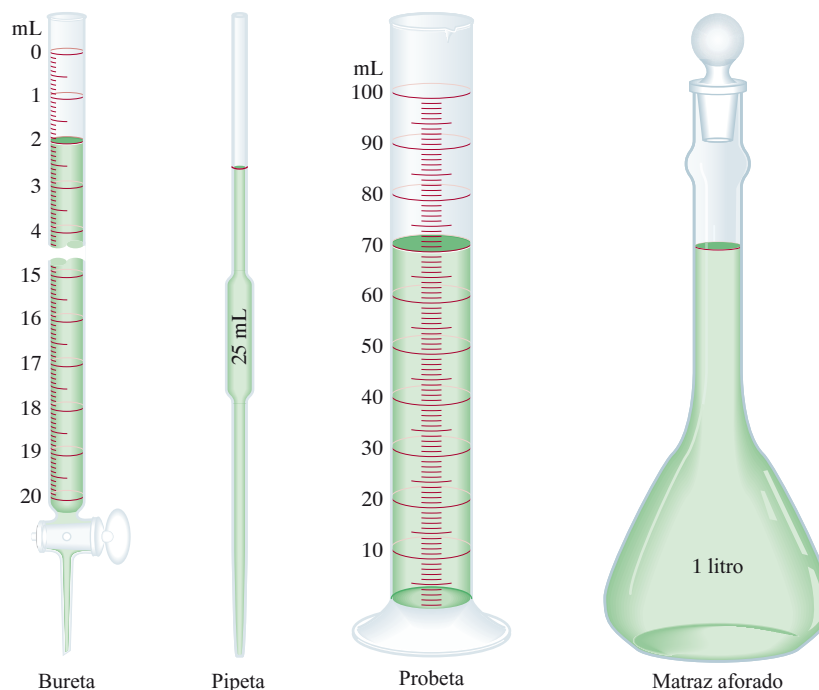


TABLA 1.2 Unidades básicas del SI

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

unidades, propuso un sistema métrico revisado y actualizado al cual denominó *Sistema Internacional de Unidades* (abreviado SI, del francés *Système International d’Unites*). La Tabla 1.2 recoge las siete unidades básicas del sistema internacional, S.I. El resto de unidades de medida del SI pueden obtenerse a partir de las básicas. Al igual que con las unidades métricas, las unidades SI se modifican en modo decimal mediante series de prefijos, tal y como se muestran en la Tabla 1.3. En esta obra se utilizan tanto unidades métricas como unidades en el sistema internacional (SI).

Las mediciones que se usarán en nuestro estudio de la química son: tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Masa y peso

La *masa* es una medida de la cantidad de materia de un objeto. Es común que los términos “masa” y “peso” se utilicen de forma equivalente, sin embargo, en sentido estricto, son cantidades distintas. En términos científicos, *peso* es la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto. Una manzana que cae de un árbol es atraída por la gravedad de la tierra, la masa de la manzana es constante y no depende de su posición, como sucede con su peso. Por ejemplo en la superficie de la luna, la manzana pasaría sólo una sexta parte de lo que pesa en la tierra, debido a la menor masa de la luna. La menor gravedad de la luna permite que los astronautas salten sin dificultad.

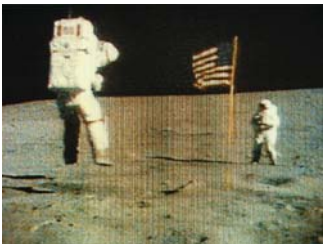
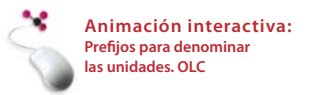


TABLA 1.3 Prefijos usados con unidades del SI

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
Tera-	T	1 000 000 000 000 ó 10^{12}	1 terametro (Tm) = 1×10^{12} m
Giga-	G	1 000 000 000 ó 10^9	1 gigametro (Gm) = 1×10^9 m
Mega-	M	1 000 000 ó 10^6	1 megametro (Mm) = 1×10^6 m
Kilo-	k	1 000 ó 10^3	1 kilómetro (km) = 1×10^3 m
Deci-	d	1/10 ó 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0,1 m
Centi-	c	1/100 ó 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0,01 m
Mili-	m	1/1 000 ó 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0,001 m
Micro-	μ	1/1 000 000 ó 10^{-6}	1 micrómetro (μm) = 1×10^{-6} m
Nano-	n	1/1 000 000 000 ó 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
Pico-	p	1/1 000 000 000 000 ó 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m

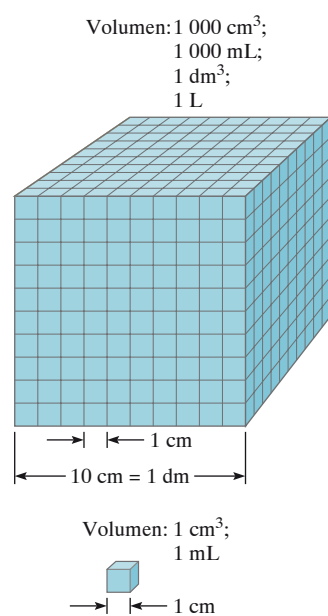


Figura 1.7
Comparación entre dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.

en su superficie a pesar del voluminoso traje y equipo. La masa de un objeto puede ser determinada fácilmente con una balanza y este proceso de medición de la masa se llama pesada.

La unidad SI fundamental de masa es el *Kilogramo* (kg), pero en química es más conveniente usar una unidad más pequeña, el gramo (g);

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$$

Volumen

La unidad SI de *longitud* es el *metro* (m) y la **unidad de volumen** derivada del SI es el metro cúbico (m³). Sin embargo es común que los químicos trabajen con volúmenes mucho menores, como el centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³):

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

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

Otra unidad común de volumen que no pertenece al SI es el **litro** (L), que se define como *el volumen ocupado por un decímetro cúbico*. El volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm³:

$$\begin{aligned} 1 \text{ L} &= 1000 \text{ mL} \\ &= 1000 \text{ cm}^3 \\ &= 1 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

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

La Figura 1.7 compara los tamaños relativos de dos volúmenes.



Animación interactiva:
Densidad. OLC

TABLA 1.4

Densidades de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm ³)
Aire	0,001
Etanol	0,79
Agua	1,00
Mercurio	13,6
Sal de mesa	2,2
Hierro	7,9
Oro	19,3
Osmio*	22,6

*El osmio es el elemento más denso conocido.

Densidad

La **densidad** es la masa de un objeto dividido por su volumen:

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

o

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

Donde, *d*, *m* y *V* significan densidad, masa y volumen respectivamente. Como la densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, para un material dado la relación de masa a volumen es siempre la misma, en otras palabras, *V* aumenta conforme aumenta la masa.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m³). Esta unidad es demasiado grande para la mayoría de las aplicaciones en química, por lo que la unidad gramos por centímetro cúbico (g/cm³) y su equivalente (g/mL), se usan con más frecuencia para expresar las densidades de sólidos y líquidos. La Tabla 1.4 muestra las densidades de algunos sólidos y líquidos.

EJEMPLO 1.1

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se utiliza sobre todo en joyería, piezas dentales y artículos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15,6 cm³. Calcúlese la densidad del oro.

Solución Se da la masa y el volumen y se pregunta por la densidad. Por lo tanto la Ecuación (1.1) nos permite calcularlo:

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301\text{g}}{15,6\text{cm}^3} \\ &= 19,3\text{g/cm}^3 \end{aligned}$$

Ejercicio práctico Una pieza de platino metálico con una densidad de 21,5 g/cm³ tiene un volumen de 4,49cm³. ¿Cuál es su masa?



Lingotes de oro.

Problemas similares: 1.17, 1.18.

Escalas de temperatura

Actualmente se usan tres escalas de temperatura. Sus unidades son °C (grados Celsius), °F (grados Fahrenheit) y K (grados Kelvin). En la escala Fahrenheit que es la más usada en Estados Unidos fuera del laboratorio se definen los puntos de congelación y de ebullición normales del agua en 32°F y 212°F. Como se muestra en la Tabla 1.2, el **Kelvin** es la *unidad fundamental del SI*, es decir, es la escala de la temperatura *absoluta*. El término temperatura absoluta significa que el cero en la escala Kelvin, llamado 0K, es la temperatura teórica más baja que se puede obtener. Por otro lado 0°C y 0°F se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente, el agua. La Figura 1.8 compara las tres escalas de temperatura.

Obsérvese que la escala Kelvin no tiene el signo de grados. Además las temperaturas expresadas en Kelvin nunca pueden ser negativas.

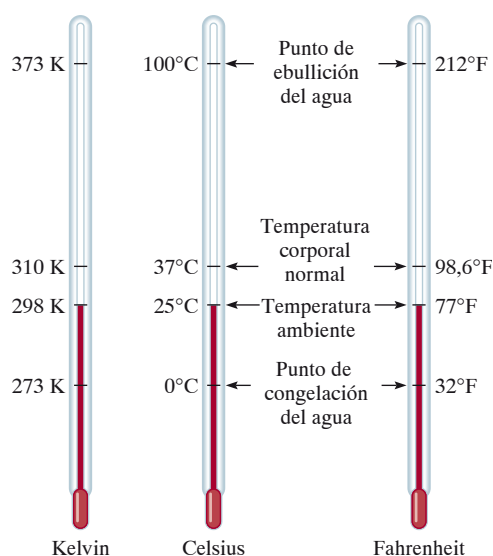


Figura 1.8

Comparación de las escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y absoluta (Kelvin). Obsérvese que hay 100 divisiones, o 100 grados entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua en la escala Celsius, y hay 180 divisiones, o 180 grados, entre las dos mismas temperaturas en la escala Fahrenheit. La escala Celsius, se llama normalmente grados centígrados.

El tamaño de un grado en la escala Fahrenheit es de 100/180, o sea 5/9 de un grado de la escala Celsius. Para convertir grados Fahrenheit a grados Celsius se escribe

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

Para convertir grados Celsius en grados Fahrenheit se utiliza la siguiente ecuación:

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

Las escalas Celsius y Kelvin tienen unidades de igual magnitud, es decir, un grado Celsius equivale a un grado Kelvin. Los datos experimentales han mostrado que el cero absoluto en la escala Kelvin equivale a $-273,15^{\circ}\text{C}$ en la escala Celsius. Entonces, para convertir grados Celsius a grados Kelvin podemos usar la siguiente ecuación:

$$^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \frac{1\text{K}}{1^{\circ}\text{C}} \quad (1.4)$$



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

EJEMPLO 1.2

a) La soldadura es una aleación formada por estaño y plomo que se usa en los circuitos electrónicos. Cierta soldadura tiene un punto de fusión de 224°C . ¿Cuál es su punto de fusión en grados Fahrenheit? b) El helio tiene un punto de ebullición de -452°F , el más bajo de todos los elementos. Convierta esta temperatura en grados Celsius. c) El mercurio es el único metal que existe en forma líquida a temperatura ambiente y funde a $-38,9^{\circ}\text{C}$. Convierta este punto de fusión a grados Kelvin.

Solución Las tres partes necesitan conversión de temperaturas, por lo que necesitamos las Ecuaciones (1.2), (1.3), y (1.4). Recuerde que la temperatura más baja en la escala Kelvin es cero (0 K); por lo que no puede haber temperaturas negativas.

(a) Esta conversión se hace de la siguiente forma

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

(b) Para este caso escribimos

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

(c) El punto de fusión del mercurio en Kelvin está dado por

$$(-38,9^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}\text{C}) \times \frac{1\text{K}}{1^{\circ}\text{C}} = 234,3\text{K}$$

Ejercicio práctico Convertir (a) $327,5^{\circ}\text{C}$ (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit; b) $172,9^{\circ}\text{F}$ (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius; y c) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.

Suma y resta

Para sumar o restar usando la notación científica, primero se escribe cada cantidad —digamos N_1 y N_2 — con el mismo exponente n . Luego se combinan los valores N_1 y N_2 los exponentes permanecen iguales. Considérense los siguientes ejemplos:

$$\begin{aligned}(7,4 \times 10^3) + (2,1 \times 10^3) &= 9,5 \times 10^3 \\(4,31 \times 10^4) + (3,9 \times 10^3) &= (4,31 \times 10^4) + (0,39 \times 10^4) \\&= 4,70 \times 10^4 \\(2,22 \times 10^{-2}) - (4,10 \times 10^{-3}) &= (2,22 \times 10^{-2}) - (0,41 \times 10^{-2}) \\&= 1,81 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

Multipliación y división

Para multiplicar números expresados en notación científica, se multiplican los números N_1 y N_2 como de costumbre, pero los exponentes n se *suman*. Para dividir cantidades en notación científica, los números N_1 y N_2 se dividen y los exponentes se restan. Los siguientes ejemplos muestran como se realizan las siguientes operaciones:

$$\begin{aligned}(8,0 \times 10^4) \times (5,0 \times 10^2) &= (8,0 \times 5,0)(10^{4+2}) \\&= 40 \times 10^6 \\&= 4,0 \times 10^7 \\(4,0 \times 10^{-5}) \times (7,0 \times 10^3) &= (4,0 \times 7,0)(10^{-5+3}) \\&= 28 \times 10^{-2} \\&= 2,8 \times 10^{-1} \\\frac{6,9 \times 10^7}{3,0 \times 10^{-5}} &= \frac{6,9}{3,0} \times 10^{7-(-5)} \\&= 2,3 \times 10^{12} \\\frac{8,5 \times 10^4}{5,0 \times 10^{-9}} &= \frac{8,5}{5,0} \times 10^{4-(-9)} \\&= 1,7 \times 10^{13}\end{aligned}$$

Cifras significativas

Excepto cuando todos los números de una operación son enteros (por ejemplo, el número de estudiantes de una clase), es imposible obtener el valor exacto de la cantidad buscada. Por esta razón, es importante indicar el margen de error en las mediciones señalando claramente el número de **cifras significativas**, que son *los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada*. Cuando se usan cifras significativas se sobreentiende que el último dígito es incierto. Por ejemplo, se puede medir el volumen de una cantidad dada de líquido, usando una probeta graduada con una escala que da una incertidumbre de 1 mL en la medición. Si se encuentra que el volumen es de 6 mL, el volumen real estará en el intervalo de 5 a 7 mL. El volumen del líquido se representa como (6 ± 1) mL. En este caso sólo hay una cifra significativa (el dígito 6) que tiene una incertidumbre de más menos 1 mL. Para medir con mayor exactitud se puede usar una probeta con divisiones más pequeñas, de tal manera que la incertidumbre fuera de 0,1 mL. Si ahora se mide que el volumen del líquido es 6,0 mL, la cantidad se puede expresar con $(6,0 \pm 0,1)$ mL, y el valor real estará entre 5,9 y 6,1 mL. Se puede mejorar el instrumento para la medición y obtener más cifras significativas, pero en todo caso el último dígito es siempre incierto; el valor de la incertidumbre dependerá del instrumento usado en la medición.

La Figura 1.9 muestra una balanza moderna. Balanzas como ésta se encuentran en muchos laboratorios de química general; con ellas fácilmente se puede medir la masa de los objetos hasta con cuatro cifras significativas (por ejemplo, 0,8642 g) o más (3,9754 g). Tener presente el número de cifras significativas en una medición, como la masa, asegura que los cálculos realizados con los datos reflejen la precisión de esa medición.



Figura 1.9
Balanza de un solo platillo.

Guía para utilizar las cifras significativas

En el trabajo científico siempre debe tenerse cuidado de anotar el número adecuado de cifras significativas. En general es muy fácil determinar cuántas cifras significativas hay en un número si se siguen las siguientes reglas:

1. Cualquier dígito diferente de cero es significativo. Así, 845 cm tiene tres cifras significativas, 1,234 kg tiene cuatro cifras significativas, etcétera.
2. Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos. Así 606 m tiene tres cifras significativas; 40 501 kg contiene cinco cifras significativas etcétera.
3. Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Estos ceros se usan para indicar el lugar del punto decimal. Por ejemplo, 0,08 L contiene una cifra significativa; 0,0000349 g contiene tres cifras significativas, etcétera.
4. Si el número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha de la coma decimal cuentan como cifras significativas. Entonces 2,0 mg tiene dos cifras significativas; 40,062 mL tiene cinco cifras significativas, y 3,040 dm tiene cuatro cifras significativas. Si un número es menor que 1, sólo son significativos los ceros que están al final del número o entre dígitos distintos de cero. Esto significa que 0,090 kg tiene dos cifras significativas; 0,3005 L tiene cuatro cifras significativas; 0,00420 tiene tres cifras significativas, etcétera.
5. Para números sin punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito distinto de cero pueden ser o no cifras significativas. Así 400 cm puede tener una cifra significativa (el dígito 4), dos (40), o tres cifras significativas (400). No es posible saber cuál es la cantidad correcta si no se tiene más información. Sin embargo utilizando la notación científica se evita esta ambigüedad. En este caso particular, podemos expresar el número 400 como 4×10^2 para una cifra significativa, $4,0 \times 10^2$ para dos cifras significativas o $4,00 \times 10^2$ para tres cifras significativas.

EJEMPLO 1.3

Determine el número de cifras significativas en las siguientes mediciones: (a) 478 cm, (b) 6,01 g, (c) 0,825 m, (d) 0,043 kg, (e) $1,310 \times 10^{22}$ átomos, (f) 7000 mL.

Solución (a) Tres por que cada dígito es distinto de cero. (b) Tres, por que los ceros entre dígitos distintos de cero son significativos. (c) Tres, por que los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no se cuentan como cifras significativas. (d) Dos. Por la misma razón que en (c). (e) Cuatro, porque en números mayores que uno, todos los ceros escritos a la derecha de la coma decimal se cuentan como cifras significativas. (f) Este es un caso ambiguo. El número de cifras significativas puede ser cuatro ($7,000 \times 10^3$), tres ($7,00 \times 10^3$), dos ($7,0 \times 10^3$), o uno (7×10^3). Este ejemplo muestra por qué la notación científica debe ser usada para mostrar el número correcto de cifras significativas.

Ejercicio práctico Determine el número de cifras significativas en cada una de las siguientes mediciones: (a) 24 mL, (b) 3001 g, (c) 0,0320 m³, (d) $6,4 \times 10^4$ moléculas, (e) 560 kg.

Problemas similares: 1.27, 1.28.

Una segunda serie de reglas explica cómo manejar las cifras significativas en los cálculos.

1. En la suma o resta, el número de cifras significativas a la derecha de la coma decimal en la operación final está determinado por el número más pequeño de cifras significativas a la derecha de la coma decimal en cualesquiera de los números originales. Considérense los siguientes ejemplos:

$$\begin{array}{r} 89,332 \\ + 1,1 \\ \hline 90,432 \end{array} \leftarrow \text{una cifra significativa después del punto decimal}$$

$$90,432 \leftarrow \text{redondear a } 90,4$$

$$\begin{array}{r} 2,097 \\ - 0,12 \\ \hline 1,977 \end{array} \leftarrow \text{dos cifras significativas después del punto decimal}$$

$$1,977 \leftarrow \text{redondear a } 1,98$$

El procedimiento para el redondeo es el siguiente. Para redondear un número hasta un cierto punto, simplemente se eliminan los dígitos que siguen al primero que se conserva y que sean menores de 5. Así, 8,724 se redondea a 8,72 si queremos sólo dos cifras significativas después del punto decimal. Si el primer dígito que sigue al punto del redondeo es igual o mayor que 5, añadimos 1 al dígito que le precede. Así 8,727 se redondea a 8,73 y 0,425 se redondea a 0,43.

2. En la multiplicación y en la división el número de cifras significativas del producto o cociente resultante está determinado por el número original que tiene el número más pequeño de cifras significativas. Los ejemplos siguientes ilustran esta regla:

$$2,8 \times 4,5039 = 12,61092 \leftarrow \text{redondear a } 13$$

$$\frac{6,85}{112,04} = 0,0611388789 \leftarrow \text{se redondea a } 0,0611$$

3. Debe tenerse en cuenta que los números exactos obtenidos por definición (tales como 1 ft = 12 in, donde 12 es un número exacto), o al contar varios objetos pueden considerarse formados por un número infinito de cifras significativas.

EJEMPLO 1.4

Efectúense las siguientes operaciones aritméticas para encontrar el número correcto de cifras significativas: (a) 11 254,1 g + 0,1983 g, (b) 66,59 L - 3,113 L, (c) 8,16 m × 5,1355, (d) 0,0154 kg ÷ 88,3 mL, (e) $2,64 \times 10^3 \text{ cm} + 3,27 \times 10^2 \text{ cm}$.

Solución En las operaciones de suma y resta, el número de lugares decimales de la cifra resultante se determina en función de la cantidad que presente menor número de lugares decimales. En las operaciones de multiplicación y división, el número de cifras significativas del resultado viene determinado por la cantidad que presente menor número de cifras significativas.

a)
$$\begin{array}{r} 11\,254,1\text{g} \\ + 0,1983\text{g} \\ \hline 11\,254,2983\text{g} \end{array} \leftarrow \text{redondear a } 11.254,3 \text{ g}$$

b)
$$\begin{array}{r} 66,59\text{L} \\ - 3,113\text{L} \\ \hline 63,477\text{L} \end{array} \leftarrow \text{redondear a } 63,48 \text{ L}$$

(c) $8,16 \text{ m} \times 5,1355 = 41,90568 \text{ m} \leftarrow \text{redondear a } 41,9 \text{ m}$

(d)
$$\frac{0,0154\text{kg}}{88,3\text{mL}} = 0,000174405436 \text{ kg/mL} \leftarrow \text{redondear a } 0,000174 \text{ kg/mL}$$

ó $1,74 \times 10^{-4} \text{ Kg/mL}$

(Continúa)

(e) Primero se cambia $3,27 \times 10^2$ cm a $0,327 \times 10^3$ cm y luego se efectúa la suma $(2,64 \text{ cm} + 0,327 \text{ cm}) \times 10^3$. Siguiendo el procedimiento en (a), encontramos que la respuesta es $2,97 \times 10^3$ cm.

Ejercicio práctico Efectúense las siguientes operaciones aritméticas expresando las respuestas con el número adecuado de cifras significativas: (a) $26,5862 \text{ L} + 0,17 \text{ L}$, (b) $9,1 \text{ g} - 4,682 \text{ g}$, (c) $7,1 \times 10^4 \text{ dm} \times 2,2654 \times 10^2 \text{ dm}$, (d) $6,54 \text{ g} \div 86,5542 \text{ mL}$, (e) $(7,55 \times 10^4 \text{ m}) - (8,62 \times 10^3 \text{ m})$.

Problemas similares: 1.29, 1.30.

El procedimiento de redondeo descrito anteriormente se utiliza para cálculos de un solo paso. Para *cálculos en cadena*, es decir, cálculos con más de un paso, se usa un procedimiento modificado. Considérese el siguiente cálculo en dos pasos:

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

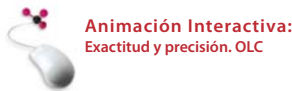
Suponga que $A = 3,66$, $B = 8,45$ y $D = 2,11$. Dependiendo de si C se redondea a tres o cuatro cifras significativas, se obtiene un valor diferente para E :

Método 1	Método 2
$3,66 \times 8,45 = 30,9$	$3,66 \times 8,45 = 30,93$
$30,9 \times 2,11 = 65,2$	$30,93 \times 2,11 = 65,3$

Sin embargo, si se ha hecho el cálculo como $3,66 \times 8,45 \times 2,11$ en una calculadora sin redondear el resultado intermedio, se obtendrá 65,3 como respuesta de E . En general, en cada paso del cálculo se mostrará el número correcto de cifras significativas, sin embargo, en algunos ejemplos mostrados en este libro sólo la respuesta final se redondea al número de cifras significativas. En las respuestas para todos los cálculos intermedios se añade una cifra significativa más.

Exactitud y precisión

Al analizar mediciones y cifras significativas es conveniente distinguir dos términos: *exactitud* y *precisión*. La **exactitud** indica *cuán cercana está una medición del valor real de la medida*. Para un científico existe una distinción entre exactitud y precisión. **Precisión** se refiere a *cuánto concuerdan dos o más mediciones de una misma cantidad* (Figura 1.10).



Animación Interactiva:
Exactitud y precisión. OLC

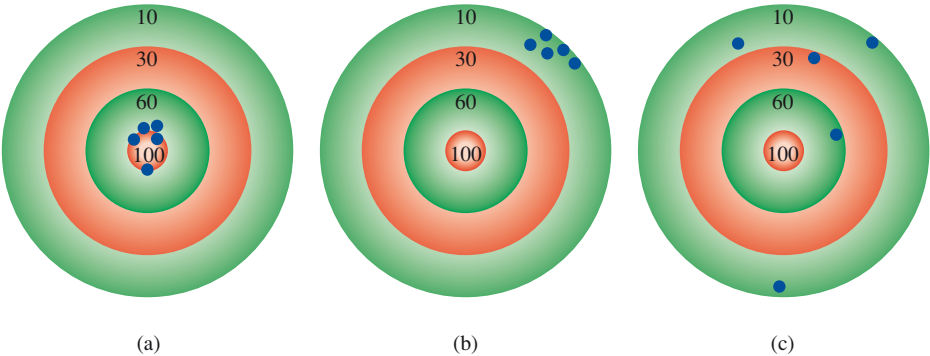


Figura 1.10
La distribución de dardos en un blanco muestra la diferencia entre exactitud y precisión. (a) Buena exactitud y precisión. (b) Buena exactitud pero pobre precisión. (c) Pobre exactitud y precisión.

La diferencia entre exactitud y precisión es sutil pero importante. Supóngase, por ejemplo, que se pide a tres estudiantes que determinen la masa de una pieza de alambre de cobre cuya masa real es de 2,000g. Los resultados obtenidos de dos pesadas sucesivas hechas por cada estudiante son

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
	1,964 g	1,972 g	2,000 g
	1,978 g	1,968 g	2,002 g
Valor promedio	1,971 g	1,970 g	2,001 g

Los resultados del Estudiante B son más precisos que los del Estudiante A (1,972 g y 1,968 g se desvían menos de 1,970 que 1,964 g y 1,978 g de 1,971 g), pero ninguno de éstos es muy *exacto*. Los resultados del Estudiante C no sólo son más precisos sino también los más *exactos*, ya que el valor promedio es más cercano al real. Las medidas muy exactas también suelen ser muy precisas. Pero las mediciones muy precisas, no necesariamente garantizan resultados exactos. Por ejemplo una regla de madera mal calibrada o una balanza defectuosa pueden dar lecturas precisas pero erróneas.

1.7 Análisis dimensional para la resolución de problemas



Animación interactiva:
Análisis dimensional/método
del factor unitario. OLC

Las mediciones cuidadosas y el uso apropiado de las cifras significativas, sumado a los cálculos correctos, dará resultados numéricos exactos. Pero para que las respuestas tengan sentido deben ser expresadas en las unidades correctas. El procedimiento que se utilizará para resolver problemas que incluyan conversión de unidades se denomina *análisis dimensional* (también llamado *método del factor unitario*). Esta técnica sencilla requiere poca memorización y se basa en la relación que existe entre diferentes unidades que expresan la misma cantidad física. Se sabe por ejemplo, que la unidad monetaria “dólar” es diferente de la unidad “centavo”. Sin embargo, se dice que un dólar es *equivalente* a 100 centavos porque ambos representan la misma cantidad de dinero. Esta equivalencia se puede representar así:

$$1 \text{ dólar} = 100 \text{ centavos}$$

Esta equivalencia nos permite escribir un factor de conversión

$$\frac{1 \text{ dólar}}{100 \text{ centavos}}$$

si queremos convertir centavos en dólares. Invertimos el factor de conversión

$$\frac{100 \text{ centavos}}{1 \text{ dólar}}$$

y nos permite convertir dólares en centavos. Un factor de conversión es entonces una fracción donde el numerador y el denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades.

Consideremos el siguiente problema

$$? \text{ centavos} = 2,46 \text{ dólares}$$

Dado que esta conversión es de dólares a centavos, elegimos el factor de conversión que tiene la unidad de “dólar” en el denominador (para cancelar los “dólares en 2,46 dólares) y escribimos

$$2,46 \cancel{\text{ dólares}} \times \frac{100 \text{ centavos}}{1 \cancel{\text{ dólar}}} = 246 \text{ centavos}$$

Observe que el factor de conversión 100 centavos/1 dólar tiene números exactos, de modo que no se ve afectado el número de cifras significativas en el resultado final. Considérese ahora la conversión de 57,8 metros a centímetros. Este problema se puede expresar como:

$$? \text{ cm} = 57,8 \text{ m}$$

Por definición

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

Dado que se están convirtiendo “m” a “cm”, se elige el factor de conversión que tiene metros en el denominador

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

Y se escribe la conversión como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57,8 \cancel{\text{ m}} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \cancel{\text{ m}}} \\ &= 5780 \text{ cm} \\ &= 5,78 \times 10^3 \text{ cm} \end{aligned}$$

Advierta que se emplea la notación científica para indicar que la respuesta tiene tres cifras significativas. De nuevo el factor de conversión $1 \text{ cm}/1 \times 10^{-2} \text{ m}$ contiene números exactos; por ello, no afecta al número de cifras significativas.

En general, a la hora de aplicar el análisis dimensional se utiliza la siguiente relación:

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

y las unidades se convierten de la manera siguiente:

$$\text{unidad dada} \times \frac{\text{unidad deseada}}{\text{unidad dada}} = \text{unidad deseada}$$

En este método de análisis dimensional, las unidades se acarrearán en todo el proceso de cálculo, por lo tanto si la ecuación se establece en forma correcta, todas las unidades se cancelan excepto la deseada. Si no es así, entonces se debe haber cometido un error en alguna parte, que por lo general, se identifica por simple inspección.

Un apunte para la resolución de problemas

En este punto el estudiante ha sido introducido a la notación científica, cifras significativas y análisis dimensional, que le ayudarán a resolver problemas numéricos. La química es una ciencia experimental y la mayoría de los problemas tienen naturaleza cuantitativa. La clave para tener éxito en la resolución de los problemas es la práctica. Así como un corredor de maratón no puede preparar una carrera simplemente mediante la lectura de libros de carreras y un violinista no puede dar un buen concierto memorizando las notas, no puedes estar seguro de entender química sin resolver problemas. Los siguientes pasos te ayudarán a aumentar tus posibilidades de resolver problemas.

1. Lee la cuestión cuidadosamente. Es muy importante entender la información que te dan y que es lo que te piden resolver. Es muy útil hacer un esquema que te ayude para visualizar la situación.

- Encuentra la ecuación apropiada que relacione la información dada con la cantidad desconocida. Algunas veces resolver problemas implica más de un paso y también puedes necesitar datos de tablas que no son dados en el problema. El análisis dimensional se utiliza a menudo para realizar las conversiones.
- Comprueba que su respuesta tiene el signo, unidades y cifras significativas correctas.
- Una parte muy importante en la resolución de problemas es ser capaz de juzgar si nuestra respuesta es razonable. Es bastante fácil equivocarse en un signo o en las unidades. Pero si un número (por ejemplo 8) está colocado de forma incorrecta en el denominador en vez de en el numerador, la respuesta podría ser demasiado pequeña incluso aunque las unidades y el signo de la cantidad calculada estuvieran bien.
- Un modo de saber rápidamente si la respuesta es correcta es realizar una estimación “redondeo”. La idea aquí es utilizar números redondeados en el cálculo, buscando simplificar los cálculos aritméticos. Esta aproximación se llama “volver sobre el cálculo previo”, por que se realiza con facilidad sin usar calculadora. La respuesta que se obtendrá no será exacta, pero estará cercana a la respuesta correcta.

En la cubierta interior de este libro se dan los factores de conversión para algunas unidades del sistema inglés que se utilizan comúnmente en Estados Unidos para realizar mediciones no científicas (por ejemplo libras y pulgadas).

EJEMPLO 1.5

La ingesta diaria de glucosa (una forma de azúcar) de una persona promedio es 0,0833 libras (lb). ¿Cuánto es esta masa en miligramos (mg)? (1 lb = 453,6 g.)

Planteamiento El problema puede enunciarse como

$$? \text{ mg} = 0,0833 \text{ lb}$$

La relación entre libras y gramos es un dato del problema. Esta relación nos permite convertir desde libras a gramos. Una conversión métrica es necesaria para convertir gramos en miligramos ($1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-3} \text{ g}$) Utilicemos los factores de conversión apropiados para que las libras y los gramos se cancelen y obtengamos miligramos en nuestra respuesta.

Solución La secuencia de conversión es

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

Usando los siguiente factores de conversión

$$\frac{453,6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

Obtenemos la respuesta en un solo paso

$$? \text{ mg} = 0,0833 \cancel{\text{ lb}} \times \frac{453,6 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ lb}}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \cancel{\text{ g}}} = 3,78 \times 10^4 \text{ mg}$$

Comentario Haciendo una aproximación, nos damos cuenta de que una libra es aproximadamente 500 g y que $1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$. Por lo tanto, 1 lb es aproximadamente $5 \times 10^5 \text{ mg}$. Redondeando 0,0833 lb a 0.1 lb obtenemos $5 \times 10^4 \text{ mg}$, que es una respuesta muy cercana a la cantidad obtenida.

Ejercicio práctico Un rollo de papel de aluminio tiene una masa de 1,07 kg. ¿Cuál es su masa en libras?

Problema similar: 1.37(a).

Como muestran los Ejemplos 1.6 y 1.7, los factores de conversión se pueden elevar al cuadrado o al cubo en el análisis dimensional.

EJEMPLO 1.6

Un adulto promedio tiene 5,2 litros de sangre. ¿Cuál es el volumen de sangre en m^3 ?

Planteamiento El problema puede enunciarse como

$$? \text{ m}^3 = 5,2 \text{ L}$$

¿Cuántos factores de conversión son necesarios en este problema. Recalquemos que $1\text{L} = 1000 \text{ cm}^3$ y $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Solución Necesitamos dos factores de conversión: unos para convertir los litros en cm^3 y otro para convertir los centímetros en metros:

$$\frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}$$

Debido a que el segundo factor de conversión muestra unidades de longitud (cm o m) y deseamos unidades de volumen debemos elevar al cubo para obtener

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

Esto significa que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Podemos escribir entonces:

$$? \text{ m}^3 = 5,2 \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \cancel{\text{L}}} \times \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \right)^3 = 5,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Comentario De los factores de conversión anteriores se puede ver que $1\text{L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$. Por lo tanto, 5 L de sangre deberían ser igual a $5 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, respuesta muy próxima a la solución obtenida.

Ejercicio Práctico El volumen de una habitación es de $1,08 \times 10^8 \text{ dm}^3$. ¿Cuál es el volumen en m^3 ?

Problema similar: 1.38(g).

EJEMPLO 1.7

La densidad de la plata es $10,5 \text{ g/cm}^3$. Conviértase la densidad a unidades de kg/m^3 .

Planteamiento El problema puede enunciarse como

$$? \text{ kg/m}^3 = 10,5 \text{ g/cm}^3$$

Para este problema se necesitan dos factores de conversión $\text{g} \rightarrow \text{kg}$ y $\text{cm}^3 \rightarrow \text{m}^3$. Recalamos que $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ y $1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$.

Solución En el Ejemplo 1.6 dijimos que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Los factores de conversión son

$$\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3}$$

Finalmente,

$$\begin{aligned} ? \text{ kg/m}^3 &= \frac{10,5 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{cm}^3}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} \times \frac{1 \cancel{\text{cm}^3}}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 10.500 \text{ kg/m}^3 \\ &= 1,05 \times 10^4 \text{ kg/m}^3 \end{aligned}$$

Comentario Debido a que $1\text{m}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$, debemos esperar una masa mucho mayor en 1 m^3 que en 1 cm^3 . Por lo tanto la respuesta parece razonable.

Ejercicio práctico La densidad del litio (Li), el metal más ligero, es de $5,34 \times 10^2 \text{ kg/m}^3$. Conviértase la densidad a g/cm^3 .



Una moneda de plata.

Problema similar: 1.39.

• Resumen de hechos y conceptos

1. El método científico es un procedimiento sistemático en la investigación; se inicia al recolectar la información por medio de observaciones y mediciones. En el proceso se diseñan y comprueban hipótesis, leyes y teorías.
2. Los químicos estudian la materia y las sustancias de las que está compuesta. En principio todas las sustancias pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. La conversión entre estos estados puede darse cambiando la temperatura.
3. Los elementos son las sustancias químicas más simples. Los compuestos se forman por la combinación química de átomos de diferentes elemento en proporciones definidas. Las sustancias tienen propiedades físicas únicas que pueden ser observadas sin que cambie su identidad; también tienen propiedades químicas únicas que cuando son demostradas, cambian la identidad de las sustancias.
4. Las unidades del SI se emplean para expresar cantidades físicas en todas las ciencias, incluida la química. Los números que se expresan en notación científica tiene la forma $N \times 10^n$, donde N es un número entre 1 y 10 y n es un número positivo o negativo. Esta forma de expresar los resultados facilita el manejo de cantidades muy pequeñas o muy grandes. La mayoría de las cantidades medidas son inexactas en alguna extensión. El número de cifras significativas indica la exactitud de la medida.
5. En el método de factor de conversión para la resolución de problemas las unidades se multiplican, dividen una entre la otra o se cancelan al igual que cualquier cantidad algebraica. Obtener las unidades correctas en la respuesta final nos asegura que el cálculo ha sido llevado a cabo de forma correcta.

• Palabras clave

Cifras significativas, p. 14	Kelvin, p. 11	Mezclas homogéneas, p. 5	Propiedad química, p. 7
Compuesto, p. 6	Ley, p. 3	Peso, p. 9	Química, p. 4
Cualitativo, p. 3	Litro, p. 10	Precisión, p. 17	Sustancia, p. 5
Cuantitativo, p. 3	Masa, p. 9	Propiedad extensiva, p. 7	Teoría, p. 3
Densidad, p. 10	Materia, p. 4	Propiedad física, p. 7	Unidades del Sistema
Elemento, p. 5	Método científico, p. 2	Propiedad intensiva, p. 8	Internacional, p. 9
Exactitud, p. 17	Mezcla, p. 5	Propiedad macroscópica, p. 8	Volumen, p. 10
Hipótesis, p. 3	Mezcla heterogénea, p. 5	Propiedad microscópica, p. 8	

• Preguntas y problemas

Definiciones básicas

Preguntas de repaso

- 1.1 Defina los siguientes términos: (a) materia, (b) masa, (c) peso, (d) sustancia, (e) mezcla.
- 1.2 ¿Cuál de los siguientes enunciados es científicamente correcto?
“La masa de un estudiante es de 56 kg.”
“El peso de un estudiante es de 56 kg.”
- 1.3 De un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.
- 1.4 ¿Cuál es la diferencia entre una propiedad física y una propiedad química?
- 1.5 De un ejemplo de una propiedad intensiva y un ejemplo de una propiedad extensiva.
- 1.6 Defina los términos. (a) elemento, (b) compuesto.

Problemas

- 1.7 Diga si las siguientes aseveraciones describen propiedades físicas o químicas. (a) El gas oxígeno mantiene la combustión. (b) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola. (c) El agua hierve por debajo de 100°C en la cima de una montaña. (d) El plomo es más denso que el aluminio. (e) El azúcar tiene sabor dulce.
- 1.8 Diga si a continuación se describen cambios físicos o cambios químicos. (a) El helio gas contenido en un globo tiende a escapar después de unas horas. (b) Un rayo de luz se atenúa poco a poco y finalmente se apaga. (c) Al zumo de naranja congelado se le reconstituye añadiéndole agua. (d) El crecimiento de las plantas depende de la energía del sol en un proceso llamado fotosíntesis. (e) Una cucharadita de sal de mesa se disuelve en un tazón de sopa.

- 1.9 ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuáles son extensivas? (a) longitud, (b) volumen, (c) temperatura, (d) masa.
- 1.10** ¿Cuáles de las siguientes propiedades son intensivas y cuáles son extensivas? (a) área, (b) color, (c) densidad.
- 1.11 Clasificar las siguientes sustancias como elemento o compuesto: (a) hidrógeno, (b) agua, (c) oro, (d) azúcar.
- 1.12** Clasificar las siguientes sustancias como elemento o compuesto: (a) cloruro de sodio (sal de mesa), (b) helio, (c) alcohol, (d) platino.

Unidades

Preguntas de repaso

- 1.13 Indicar las unidades del SI para expresar: (a) longitud, (b) área, (c) volumen, (d) masa, (e) tiempo, (f) fuerza, (g) energía, (h) temperatura.
- 1.14 Escriba los números representados por los siguientes prefijos: (a) mega-, (b) kilo-, (c) deci-, (d) centi-, (e) mili-, (f) micro-, (g) nano-, (h) pico-.
- 1.15 Defina densidad. ¿Qué unidades químicas se usan normalmente para medir esta propiedad? ¿Es la densidad una propiedad intensiva o una propiedad extensiva?
- 1.16 Escriba las ecuaciones para convertir grados Celsius en grados Fahrenheit y grados Fahrenheit en grados Celsius.

Problemas

- 1.17 Una esfera de plomo tiene una masa de $1,20 \times 10^4$ g y su volumen es de $1,05 \times 10^3$ cm³. Calcular la densidad del plomo.
- 1.18** El mercurio es el único metal líquido a temperatura ambiente. Su densidad es de 13,6 g/mL. ¿Cuántos gramos de mercurio ocuparán un volumen de 95,8 mL?
- 1.19 (a) Normalmente el cuerpo humano puede soportar una temperatura de 105°F por cortos periodos sin sufrir daños permanentes en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius? (b) El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se utiliza como anticongelante en los radiadores de los automóviles. Se congela a -11,5°C. Calcule esta temperatura de congelación en grados Fahrenheit. (c) La temperatura de la superficie del sol es de alrededor de 6300°C, ¿Cuál es esta temperatura en grados Fahrenheit? (d) La temperatura de ignición del papel es de 451°F. ¿Cuál es esta temperatura en grados Celsius?
- 1.20** (a) Convierta las siguientes temperaturas en grados Kelvin: (i) 113°C, el punto de fusión del azufre, (ii) La temperatura corporal normal, 37°C, (iii) el punto de fusión del mercurio, 357°C. (b) Convierta las siguientes temperatura en grados Celsius: (i) El punto de ebullición del nitrógeno líquido, 77K, (ii) el punto de ebullición del helio líquido, 4,2 K, (iii) El punto de fusión del plomo, 601 K.

Notación científica

Problemas

- 1.21 Exprese las siguientes cantidades en notación científica: (a) 0,000000027, (b) 356, (c) 0,096.
- 1.22** Exprese las siguientes cantidades en notación científica: (a) 0,749, (b) 802,6, (c) 0,000000621.
- 1.23 Transforme estas notaciones no expresadas en forma científica: (a) $1,52 \times 10^4$, (b) $7,78 \times 10^{-8}$.
- 1.24** Transforme estas notaciones no expresadas en forma científica: (a) $3,256 \times 10^{-5}$, (b) $6,03 \times 10^6$.
- 1.25 Exprese las respuestas en notación científica:
- (a) $145,75 + (2,3 \times 10^{-1})$
 (b) $79.500 \div (2,5 \times 10^2)$
 (c) $(7,0 \times 10^{-3}) - (8,0 \times 10^{-4})$
 (d) $(1,0 \times 10^4) \times (9,9 \times 10^6)$
- 1.26** Exprese las respuestas en notación científica:
- (a) $0,0095 + (8,5 \times 10^{-3})$
 (b) $653 \div (5,75 \times 10^{-8})$
 (c) $850,000 - (9,0 \times 10^5)$
 (d) $(3,6 \times 10^{-4}) \times (3,6 \times 10^6)$

Cifras significativas

Problemas

- 1.27 ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas? (a) 4867 millas, (b) 56 mL, (c) 60,104 toneladas, (d) 2900 g.
- 1.28** ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas? (a) 40,2 g/cm³, (b) 0,0000003 cm, (c) 70 min, (d) $4,6 \times 10^{19}$ átomos.
- 1.29 Efectúe las siguientes operaciones como si fuesen cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número de cifras significativas correcto.
- (a) $5,6792 \text{ m} + 0,6 \text{ m} + 4,33 \text{ m}$
 (b) $3,70 \text{ g} - 2,9133 \text{ g}$
 (c) $4,51 \text{ cm} \times 3,6666 \text{ cm}$
- 1.30** Efectúe las siguientes operaciones como si fuesen cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número de cifras significativas correcto:
- (a) $7,310 \text{ km} \div 5,70 \text{ km}$
 (b) $(3,26 \times 10^{-3} \text{ mg}) - (7,88 \times 10^{-5} \text{ mg})$
 (c) $(4,02 \times 10^6 \text{ dm}) + (7,74 \times 10^7 \text{ dm})$

Análisis dimensional

Problemas

- 1.31 Efectúe las siguientes conversiones: (a) 22,6 m a decímetros, (b) 25,4 mg a kilogramos.

- 1.32** Efectúe las siguientes conversiones: (a) 242 lb a miligramos, (b) $68,3 \text{ cm}^3$ a metros cúbicos.
- 1.33 El precio del oro un día cualquiera del 2004 fue de 315 \$ por onza. ¿Cuánto costo 1,00 g de oro ese día? (1 onza de joyería = 31,03 g.)
- 1.34** ¿Cuántos segundos hay en un año solar (365,24 días)?
- 1.35 ¿Cuántos minutos tarda la luz del sol en llegar a la Tierra? (La distancia del sol a la Tierra es de 93 millones de millas y la velocidad de la luz es de $3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$.)
- 1.36** Un corredor lento recorre una milla en 13 min. Calcule la velocidad en (a) in/s, (b) m/min, (c) km/h. (1 mi = 1609 m; 1 in = 2,54 cm.)
- 1.37 Efectúe las siguientes conversiones: (a) Una persona que mide 6,0 ft y pesa 168 lb. Exprese la altura en metros y el peso en kilogramos. (b) La velocidad límite en algunos lugares de Estados Unidos es de 55 millas por hora. ¿Cuál es la velocidad límite en kilómetros por hora? (c) La velocidad de la luz es de $3,0 \times 10^{10} \text{ cm/s}$. ¿Cuántas millas puede recorrer la luz en una hora? (d) El plomo es una sustancia tóxica. El contenido “normal” en la sangre humana es de unas 0,40 partes por millón (esto es 0,40 g de plomo por cada millón de gramos de sangre). Un medida de unas 0,80 partes por millón se considera peligrosa. ¿Cuántos gramos de plomo están contenidos en $6,0 \times 10^3 \text{ g}$ de sangre (media de sangre en un adulto) si el contenido en plomo es de 0,62 ppm?
- 1.38** Efectúe las siguientes conversiones. (a) 1,42 años luz a millas (un año luz es una medida astronómica de distancia; la distancia que recorre la luz en un año o 365 días; la velocidad de la luz es de $3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$), (b) 32,4 yd en centímetros, (c) $3,0 \times 10^{10} \text{ cm/s}$ a ft/s (d) $47,4^\circ\text{F}$ a grados Celsius, (e) $-273,15^\circ\text{C}$ (la más baja temperatura posible) a grados Fahrenheit, (f) $71,2 \text{ cm}^3$ a m^3 , (g) $7,2 \text{ m}^3$ a litros.
- 1.39 El aluminio es un metal ligero (densidad = $2,70 \text{ g/cm}^3$), que se utiliza en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje. Latas para bebidas y papel de aluminio. ¿Cuál es su densidad en g/cm^3 ?
- 1.40** Bajo ciertas condiciones, la densidad del amoníaco gaseoso es de $0,625 \text{ g/L}$. Calcule su densidad en g/cm^3 .

Problemas adicionales

- 1.41 ¿Cuáles de los siguientes enunciados describen propiedades físicas y cuáles propiedades químicas? (a) El hierro tiende a oxidarse. (b) El agua de lluvia en las regiones industrializadas tiende a ser ácida. (c) Las moléculas de hemoglobina son de color rojo. (d) El agua de un vaso que se deja al sol desaparece gradualmente. (e) Durante la fotosíntesis, el dióxido de carbono del aire se convierte en moléculas más complejas gracias a las plantas.
- 1.42** En el año 2004 unos 87,0 mil millones de libras de ácido sulfúrico fueron sintetizados en Estados Unidos. Convierta esta cantidad en toneladas.
- 1.43 Supóngase que se ha inventado una nueva escala de temperatura en la que en punto de fusión ($-117,3^\circ\text{C}$) y el punto de ebullición ($78,3^\circ\text{C}$) del etanol se toman como 0°S y 100°S , respectivamente; donde S es el símbolo para la nueva escala de temperatura. Derive una ecuación que relacione una lectura en esta escala, con una lectura en la escala Celsius. ¿Qué lectura daría este termómetro a 25°C ?
- 1.44** Para la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante hizo las siguientes mediciones, 8,53 cm de longitud; 2,4 cm de ancho; 1,0 cm de altura; 52,7064 g de masa. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.
- 1.45 Calcule la masa exacta de: (a) una esfera de oro de 10,0 cm de radio (el volumen de una esfera es $V = \frac{4}{3}\pi r^3$; la densidad del oro es de $19,3 \text{ g/cm}^3$), (b) un cubo de platino de 0,040 mm de lado (la densidad del platino es de $21,4 \text{ g/cm}^3$), (c) 50,0 mL de etanol. (La densidad del etanol es de $0,798 \text{ g/mL}$.)
- 1.46** Un tubo de vidrio cilíndrico de 12,7 cm de largo se llena con mercurio. La masa de mercurio necesaria para llenar el tubo es de 105,5 g. Calcule el diámetro interno del tubo. (La densidad del mercurio es de $13,6 \text{ g/mL}$.)
- 1.47 El procedimiento siguiente se empleó para determinar el volumen de un matraz. El matraz se pesó seco y después se llenó de agua; las masas del matraz vacío y lleno fueron 56,12 g y 87,39 g respectivamente. Si la densidad del agua es de $0,9976 \text{ g/cm}^3$, calcule el volumen en cm^3 del matraz.
- 1.48** Un trozo de plata (Ag) que pesa 194,3 g se coloca en una probeta que contiene 242,0 mL de agua. La lectura del volumen ahora en la probeta es de 260,5 mL. Calcule la densidad de la plata.
- 1.49 El experimento descrito en el problema 1.48 es una forma poco exacta pero conveniente para la determinación de la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que permita medir la densidad del hielo. Específicamente, ¿qué requisitos tiene que tener el líquido usado en el experimento?
- 1.50** La velocidad del sonido en el aire y a temperatura ambiente es de 343 m/s aproximadamente. Calcule esta velocidad en millas por hora (mph).
- 1.51 Los termómetros clínicos usados comúnmente en los hogares pueden leer $\pm 0,1^\circ\text{F}$, mientras que los utilizados en un consultorio médico pueden tener una exactitud de $\pm 0,1^\circ\text{C}$. Exprese el porcentaje de error esperado en grados Celsius, cuando se mide la temperatura corporal de una persona ($38,9^\circ\text{C}$) con cada uno de ellos.
- 1.52** Un termómetro da una lectura de $24,2^\circ\text{C} \pm 0,1^\circ\text{C}$. Calcular la temperatura en grados Fahrenheit. ¿Cuál es el grado de incertidumbre?
- 1.53 La vainilla (utilizada para dar sabor a los helados y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma es detectado por el ser humano a muy pequeñas cantidades. El límite umbral es de $2,0 \times 10^{-11} \text{ g}$ por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainilla es de

112\$, determine el costo para que el aroma de la vainilla pueda detectarse en un hangar para aeronaves, cuyo volumen es de $5,0 \times 10^7 \text{ ft}^3$.

- 1.54** Un adulto en reposo necesita 240 mL de oxígeno puro/min y tiene una frecuencia respiratoria de 12 veces por minuto. Si el aire inhalado contiene un 20% de oxígeno en volumen y el aire exhalado un 16%, ¿cuál es el volumen de aire por respiración? (Supóngase que el volumen de aire inhalado es igual al aire exhalado.)
- 1.55 El volumen total del agua del mar es de $1,5 \times 10^{21} \text{ L}$. Supóngase que esta agua contiene 3,1% en masa de cloruro de sodio y su densidad es de 1,03 g/mL. Calcule la masa total de cloruro de sodio en kilogramos y en toneladas. (1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453,6 g.)
- 1.56** El magnesio (Mg) es un metal valioso utilizado en aleaciones, baterías y en fabricación de reactivos. Se obtiene sobre todo del agua del mar, la cual contiene 1,3 g de Mg por kilogramo de agua. Calcular el volumen de agua de mar (en litros) necesario para extraer 8,0 del mar es de 1,03 g/mL).
- 1.57 A un estudiante se le da un crisol y se le pide demostrar si está hecho de platino puro. El estudiante primero pesa el crisol en aire y luego lo pesa suspendido en agua (densidad del agua 0,9986 g/cm³). Las lecturas de las pesadas son 860,2 g y 820,2 g respectivamente. A partir de estas mediciones y dado que la densidad del platino es de 21,45 g/cm³, ¿a qué conclusión llegaría? (Nota: Un objeto suspendido en un fluido es mantenido a flote por la masa del fluido desplazada por el objeto. Desprecie la presión de flotación del aire.)
- 1.58** ¿A qué temperatura la lectura numérica en un termómetro Celsius es igual a la marcada en un termómetro Fahrenheit?
- 1.59 El área superficial y la profundidad promedio del océano pacífico son de $1,8 \times 10^8 \text{ km}^2$ y $3,9 \times 10^3 \text{ m}$, respectivamente. Calcule el volumen de agua en litros del océano.
- 1.60** El porcentaje de error se expresa a menudo como el valor absoluto de la diferencia entre el valor verdadero y el valor experimental, dividido por el valor verdadero:

Porcentaje de error =

$$\frac{|\text{valor real} - \text{valor experimental}|}{|\text{valor real}|} \times 100\%$$

Las líneas verticales indican el valor absoluto. Calcule el porcentaje de error para las siguientes mediciones: (a) La densidad del alcohol (etanol) encontrada es de 0,802 g/mL. (El valor real: 0,798 g/mL.) (b) La masa del oro analizada en un arete fue de 0,837 g. (El valor real 0,864 g.)

- 1.61 El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce (densidad = 22,57 g/cm³). Calcule la masa en libras y en kilogramos de una esfera de osmio de 15 cm de diámetro (aproximadamente el tamaño de una naranja). Véase el Problema 1.45 para el volumen de una esfera.

- 1.62** Un volumen de 1,0 mL de agua de mar contiene $4,0 \times 10^{-12} \text{ g}$ de oro. El volumen total de agua del océano es de $1,5 \times 10^{21} \text{ L}$. Calcule la cantidad total de oro (en gramos) que hay en el agua del mar, así como el valor del oro en dólares sabiendo que el precio del oro es de 350\$ la onza. Con tanto oro que hay en el océano, ¿por qué nadie se ha hecho rico explotándolo ahí?
- 1.63 La capa externa más delgada de la tierra, denominada corteza, contiene sólo 0,50% de la masa total de la Tierra y aun así es la fuente de casi todos los elementos (la atmósfera proporciona elementos como oxígeno, nitrógeno, y algunos otros gases). El silicio (Si) es el segundo elemento más abundante de la corteza terrestre (27,2% en masa). Calcule la masa del silicio en kilogramos en la corteza terrestre. (La masa de la tierra es de $5,9 \times 10^{21}$ toneladas. 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453,6 g.)
- 1.64** El diámetro de un átomo de cobre (Cu) es aproximadamente $1,3 \times 10^{-10} \text{ m}$. ¿Cuántas veces se puede dividir una pieza de 10 cm de alambre de cobre hasta que se reduzca a dos átomos de cobre? (Suponga que existen herramientas apropiadas para este procedimiento y que los átomos de cobre están unidos entre sí formando una línea recta.) Redondear la respuesta a un entero.
- 1.65 Un galón de gasolina en un motor de automóvil produce en promedio 9,5 kg de dióxido de carbono (un gas de invernadero, es decir, promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre). Calcule la producción anual de este gas, en kilogramos, si existen 40 millones de autos en Estados Unidos, y cada uno cubre una distancia de 5 000 millas con una velocidad de consumo de 20 millas por galón.
- 1.66** Una hoja de papel de aluminio (Al) tiene un área total de 1,000 ft² y una masa de 3,636 g. ¿Cuál es el grosor del papel en milímetros? (La densidad del Al es de 2,699 g/cm³.)
- 1.67 El cloro se utiliza para desinfectar piscinas. La concentración aceptada para este propósito es de 1 ppm de cloro, o un gramo de cloro por millón de gramos de agua. Calcule el volumen en mililitros de una solución de cloro que deberá añadir una propietaria a su piscina si la solución contiene 6% en masa de cloro y la piscina tiene $2,0 \times 10^4$ galones de agua. (1 galón = 3,79 L; suponga que la densidad de los dos líquidos es de 1,0 g/cm³.)
- 1.68** La fluoración es el proceso de adición de compuestos fluorados al agua potable para impedir la degradación de los dientes. Para ello es suficiente con una concentración de 1 ppm de flúor (1 ppm equivale a 1 g de flúor por cada 1 millón de gramos de agua). El compuesto que se utiliza normalmente es el fluoruro sódico, que es el que se utiliza en la fabricación de algunas pastas de dientes. Calcule la cantidad de fluoruro sódico, en kilogramos, necesaria anualmente para una ciudad de 50 000 habitantes que consuman diariamente una cantidad de 150 galones de agua por persona. ¿Qué porcentaje de cloruro sódico se “despilfarra” si cada persona utiliza sólo 6,0 L de agua al día para beber y cocinar? (el fluoruro sódico

contiene sólo un 45,0%, en peso, de flúor. 1 galón = 3.79 L; 1 año = 365 days; densidad del agua = 1.0 g/mL.)

- 1.69 Para la conservación del agua, los químicos extienden una fina película de cierto material inerte sobre la superficie libre de agua. Benjamín Franklin fue pionero en esta técnica hace tres siglos. Franklin observó que 0,10 mL de un aceite bastaban para proteger una superficie libre de agua de unos 40 m². Suponiendo que el aceite forma una *monocapa*, es decir, una capa cuyo espesor corresponde a una molécula de aceite, estime la longitud correspondiente a cada molécula de aceite en nanómetros. (1 nm = 1×10^{-9} m.)

- 1.70 Las feromonas son compuestos que segregan las hembras de muchas especies de insectos para atraer a los machos. Normalmente, $1,0 \times 10^{-8}$ g de una feromona es suficiente para el reclamo de todos los machos dentro de un radio de 0,50 millas. Calcule la densidad de las feromonas (en gramos por litro) en un

espacio cilíndrico de aire con un radio de 0,50 millas y una altura de 40 pies.

- 1.71 Una compañía de gas en Massachusetts factura 1,30\$ por cada 15,0 ft³ de gas natural. (a) Convierta esta cifra a dólares por litro de gas. (b) Si se necesitan 0,304 ft³ de gas para hervir un litro de agua, comenzando a una temperatura ambiente (25°C), ¿cuánto costaría hacer hervir una olla de 2,1 litros de agua?

Problemas especiales

- 1.72 Los dinosaurios dominaron la vida sobre la Tierra durante millones de años y después desaparecieron súbitamente. En la etapa de experimentación y recogida de datos, los paleontólogos estudiaron los fósiles y esqueletos hallados en las rocas de diferentes estratos de la corteza terrestre. Sus hallazgos les permitieron conocer qué especies existieron sobre la Tierra durante determinados periodos geológicos. También observaron que no existían esqueletos de dinosaurios sobre las rocas formadas inmediatamente después del periodo Cretáceo, lo que supone una antigüedad de unos 65 millones de años. Por tanto, se supone que los dinosaurios debieron extinguirse hace unos 65 millones de años.

Entre las muchas hipótesis barajadas acerca de su desaparición se contemplaban la ruptura de la cadena alimenticia y un dramático cambio climático debido a las violentas erupciones volcánicas. Sin embargo, no se encontró evidencia alguna convincente para ninguna de las hipótesis hasta 1977. Fue entonces cuando un grupo de paleontólogos que trabajaba en Italia obtuvo una serie de datos inconexos en un lugar cercano a Gubbio. El análisis químico de una capa de arcilla depositada sobre unos sedimentos formados durante un periodo Cretáceo (y por tanto, se trataba de una capa que contenía acontecimientos posteriores al periodo Cretáceo) demostró sorprendentemente un elevado contenido en el elemento iridio. El iridio es un elemento muy raro en la corteza terrestre, pero resulta comparativamente abundante en la composición de los asteroides.

Esta investigación permitió generar varias hipótesis acerca de que la extinción de los dinosaurios se desarrolló como se comenta a continuación. Teniendo en cuenta la cantidad de iridio encontrada, los científicos sugirieron que un gran asteroide de varias millas de diámetro chocó con la Tierra en una época cercana

a la desaparición de los dinosaurios. El impacto del asteroide sobre la superficie de la Tierra debió ser tan tremendo que supuso, literalmente, la vaporización de rocas, suelos y otros objetos en los alrededores de la zona de impacto. Las nubes de polvo y escombros generadas sobre la atmósfera debieron bloquear el paso de la luz del sol durante meses o quizás años. En ausencia de luz solar la mayoría de las plantas no pudieron crecer y, de hecho, los datos obtenidos a partir del estudio de fósiles confirman que muchas especies vegetales murieron durante este periodo. Consecuentemente, muchos animales vegetarianos perecieron gradualmente y, por tanto, se produjo un aumento en la mortandad de animales carnívoros. Es decir, los grandes dinosaurios desaparecieron a consecuencia de la falta de comida.

- ¿Cómo ilustra la desaparición de los dinosaurios el método científico?
- Sugiera dos formas para probar la hipótesis.
- En su opinión, ¿es justificable referirse a la teoría del asteroide como explicación a la extinción de los dinosaurios?
- Los datos disponibles sugieren que cerca del 20% de la materia del asteroide se convirtió en polvo y se distribuyó uniformemente sobre la Tierra tras dispersarse por las capas altas de la atmósfera. Este polvo suponía cerca de 0,02 g/cm² de superficie terrestre. El asteroide, muy probablemente, presentaba una densidad de 2 g/cm³. Calcule la masa (en kilos y toneladas) del asteroide y su radio, en metros, suponiendo que era esférico. (La superficie de la Tierra es $5,1 \times 10^{14}$ m²; 1 libra = 453,6 g.) (Fuente: *Considérese una vaca esférica—Curso sobre resolución de problemas medio ambientales*; J. Harte, University Science Books, Mill Valley, CA 1988. Utilizado con permiso del autor.)

- 1.73 El satélite orbital climático de Marte (Mars Climate Orbiter) intentó suponer el primer satélite climático del planeta rojo, pero en 1999 fue destruido por el calor cuando penetró en la atmósfera de Marte. La pérdida de la aeronave fue debida a un fallo en la conversión de unidades del sistema inglés al sistema internacional (SI) para trabajar con los elementos del software del sistema de navegación. Los ingenieros que construyeron la aeronave especificaron la fuerza de empuje en libras (lb), que es una unidad del sistema inglés. Por su parte, los científicos de la NASA supusieron que los datos que estaban manejando para el empuje se encontraban en unidades de newtons (N). Como unidad de fuerza, 1 lb es la fuerza debida a la atracción gravitatoria sobre un objeto cuya masa corresponde a una libra, mientras que $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$. ¿Cuál es la relación entre las dos unidades de fuerza puestas en juego, libra y newton? ¿Por qué la aeronave penetró en una órbita mucho más cercana a Marte de lo que estaba previsto? [$1 \text{ lb} = 0,4536 \text{ kg}$; la aceleración debida a la gravedad (g) = $9,81 \text{ m/s}^2$. la segunda ley del movimiento de Newton postula: fuerza = masa \times aceleración.]



Recreación artística del satélite climático orbital.

• Respuestas a los ejercicios prácticos

- 1.1 96,5 g. 1.2 (a) 621,5°F, (b) 78,3°C, (c) -196°C.
 1.3 (a) Dos, (b) cuatro, (c) tres, (d) dos, (e) tres o dos.
 1.4 (a) 26,76 L, (b) 4,4 g, (c) $1,6 \times 10^7 \text{ dm}^2$, (d) 0,0756 g/mL,
 (e) $6,69 \times 10^4 \text{ m}$. 1.5 2.36 lb. 1.6 $1,08 \times 10^5 \text{ m}^3$.
 1.7 0,534 g/cm³.