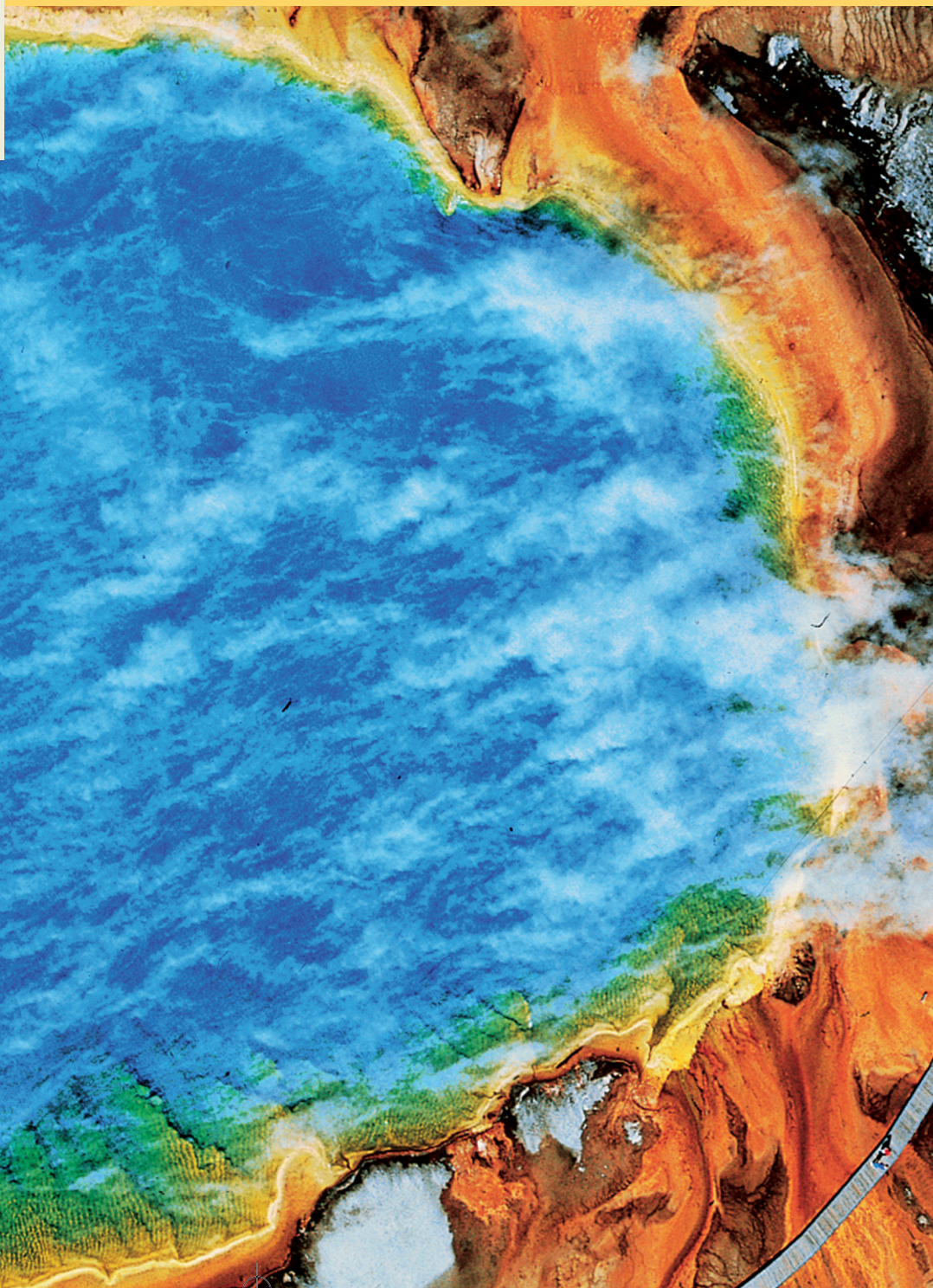


3

Materia y energía

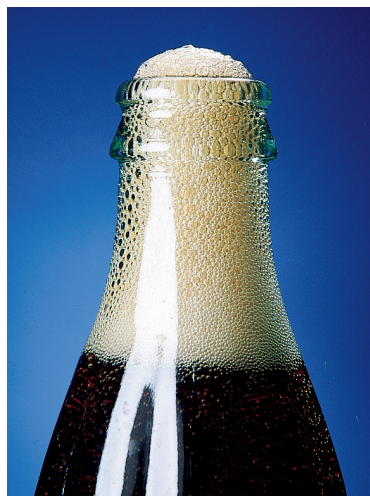
- 3.1 Materia
- 3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos
- 3.3 Elementos y compuestos
- 3.4 Mezclas y sustancias puras
- 3.5 Separación de mezclas
- 3.6 Energía, temperatura y calor
- 3.7 Cálculo de los cambios de energía

Manantial Gran Prisma en el Parque Nacional Yellowstone.



Cuando se mira alrededor surgen preguntas acerca de las propiedades de la materia: ¿por qué crecen las plantas y por qué son verdes?; ¿por qué es caliente el Sol?; ¿por qué se calienta un hot dog en un horno de microondas?; ¿por qué la madera se quema y las rocas no?; ¿qué

es una flama?; ¿cómo funciona el jabón?; ¿por qué los refrescos burbujan al abrirlos?; ¿qué es lo que sucede cuando el hierro se enmohece?; ¿por qué el aluminio no se enmohece?; ¿por qué los paquetes fríos para lesiones atléticas que se almacenan durante semanas y meses a temperatura ambiente se enfrían de manera repentina al usarlos?; ¿cómo funciona el permanente para el cabello?



¿Por qué los refrescos burbujan al abrirlos?

Las respuestas a éstas y otras preguntas se encuentran en el campo de la química. En el presente capítulo se comenzará a explorar la naturaleza de la materia: su organización, además de cómo y por qué sufre cambios. También se considerará la energía que acompaña a estos cambios.

3.1

Materia

OBJETIVO: Definir la materia y caracterizarla en sus tres estados.

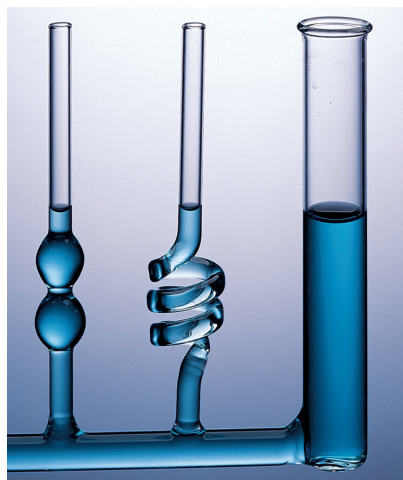


Figura 3.1
El agua toma la forma de cualquier recipiente que la contenga.

La **materia** de la cual está compuesta el universo tiene dos características: posee masa y ocupa un lugar en el espacio. La materia se presenta de diversas formas: las estrellas, el aire que respiramos, la gasolina de los automóviles, las sillas, el emparedado de pavo del almuerzo, los tejidos cerebrales que permiten leer y comprender este material, etcétera.

Para tratar de explicar la naturaleza de la materia, ésta se clasifica de diversas formas; por ejemplo, la madera, las rocas, los huesos y el acero comparten ciertas características. Todos son rígidos, es decir, tienen una forma definida difícil de cambiar. Por otra parte, el agua y la gasolina toman la forma de cualquier recipiente que los contenga (véase la figura 3.1). A pesar de ello, un litro de agua tiene volumen de 1 L sin importar que se encuentre en una cubeta o en un vaso de precipitados. En contraste, el aire toma la forma del recipiente que lo contiene y lo llena de manera uniforme.

Las sustancias antes descritas corresponden a los tres **estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso**. Éstos se definen y se ilustran en la tabla 3.1. El estado de una muestra dada de materia depende de la fuerza entre las partículas que la forman; mientras más fuerte sea ésta, más rígida será la materia. Esto se trata con mayor detalle en la siguiente sección.

56 Capítulo 3 Materia y energía

Tabla 3.1 Los tres estados de la materia

Estado	Definición	Ejemplos
Sólido	Rígido; tiene forma y volumen fijos	Cubo de hielo, diamante, barra de hierro
Líquido	Tiene volumen definido pero toma la forma del recipiente que lo contiene	Gasolina, agua, alcohol, sangre
Gaseoso	No tiene ni volumen ni forma fija; toma la forma y el volumen del recipiente que lo contiene	Aire, helio, oxígeno



¿Por qué es tan exuberante la vegetación de un bosque de lluvia tropical? ¿Por qué es verde?

3.2

Propiedades y cambios físicos y químicos

OBJETIVO: Establecer la diferencia entre propiedades físicas y químicas. Reconocer la diferencia entre cambios físicos y químicos.

Al ver a una persona conocida inmediatamente se le llama por su nombre. Se reconoce a las personas porque cada una tiene características o propiedades exclusivas; pueden ser altas y delgadas, tener cabello rubio y ojos azules, etc. Las características recién mencionadas son ejemplos de **propiedades físicas**. Las sustancias también poseen propiedades físicas. Algunas propiedades físicas comunes de las sustancias son: olor, color, volumen, estado (gaseoso, líquido o sólido), densidad, punto de fusión y punto de ebullición. Otro conjunto de propiedades que pueden adjudicarse a las sustancias puras son las **propiedades químicas**, que se refieren a su capacidad para formar nuevas sustancias. Un ejemplo de cambio químico es la madera que se quema en la chimenea y desprende calor y gases dejando un residuo de cenizas. En este proceso, la madera cambia a varias sustancias distintas. Otros ejemplos de cambios químicos incluyen la oxidación del acero de los automóviles, la digestión de alimento en el estómago y el crecimiento de pasto en el jardín. En un cambio químico una sustancia dada cambia a una o varias sustancias fundamentalmente distintas.

Ejemplo 3.1 Manera de identificar las propiedades físicas y químicas

Clasifique cada una de las siguientes propiedades como física y química:

- El punto de ebullición de determinado alcohol es 78 °C.
- Los diamantes son duros.
- El azúcar fermenta para formar alcohol.
- Un alambre metálico conduce corriente eléctrica.

Solución

Los incisos *a*), *b*) y *d*) son propiedades físicas, ya que describen características inherentes a cada sustancia sin cambio en su composición. El alam-



El galio, un metal con punto de fusión bajo (30 °C) se funde en la palma de la mano.

Las letras indican átomos y las líneas uniones (enlaces) dentro de los mismos.

De momento se trata de dar una visión general. No es necesario conocer aún la definición precisa de *átomo* y *molécula*, ya que estos conceptos se analizarán con detalle en el capítulo 4.



Una pirita cristal de hierro (color oro) en un cristal blanco de cuarzo.

✓ Ejercicio de autoevaluación 3.1

Indique cuáles de las siguientes propiedades son físicas y cuáles, químicas.

- a) El galio metálico se funde en la palma de la mano.
- b) El platino no reacciona con oxígeno a temperatura ambiente.
- c) La página del libro es blanca.
- d) Las placas de cobre que recubren la estatua de la Libertad han adquirido una pátina color verdoso con el transcurso de los años.

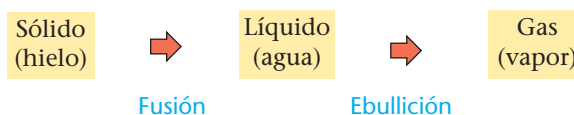
Revise los problemas 3.11 al 3.14. ■

La materia experimenta cambios tanto en sus propiedades físicas como químicas. Para explicar las diferencias fundamentales entre cambios físicos y químicos se considerará el agua. Como se verá con mayor detalle en capítulos posteriores, una muestra de agua contiene un gran número de unidades individuales (llamadas moléculas), cada una constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, lo que da la conocida fórmula H_2O . Esta molécula se representa como sigue:



en donde las letras representan átomos y las líneas representan enlaces entre los átomos, mientras que el modelo molecular (a la derecha) representa el agua de una manera más tridimensional.

¿Qué sucede en realidad cuando el agua experimenta los siguientes cambios?



Estos cambios de estado se estudiarán con detalle en el capítulo 13, pero ya se sabe algo acerca de ellos porque se han observado muchas veces.

Al calentar el hielo, éste se funde y al sólido rígido lo sustituye un líquido móvil que toma la forma del recipiente que lo contiene. Si se continúa calentándolo alcanza la ebullición y el agua se transforma en gas o vapor que aparentemente desaparece “en el aire”. Los cambios que ocurren cuando la sustancia pasa de sólido a líquido y a gas se representan en la figura 3.2. En el hielo las moléculas de agua están unidas en posiciones fijas. En el líquido las moléculas aún están muy cercanas pero tienen cierto movimiento; sus posiciones ya no son fijas como en el hielo. En estado gaseoso las moléculas están mucho más separadas y se mueven en forma aleatoria, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene.

Lo más importante acerca de todos estos cambios es que las moléculas de agua permanecen intactas. Los movimientos de las moléculas individuales y las distancias entre ellas cambian, pero *aún siguen siendo moléculas de H_2O* . Estos cambios de estado se llaman **cambios físicos** porque no afectan la composición de la sustancia. En cada uno de ellos se conserva el agua (H_2O) y no se produce otra sustancia.

Ahora supóngase que se hace pasar una corriente eléctrica a través del agua (véase la figura 3.3). Esto produce resultados muy diferentes; por ejemplo, el agua desaparece y es sustituida por dos nuevas sustancias gas-

58 Capítulo 3 Materia y energía

Figura 3.2

Los tres estados del agua (las esferas rojas representan los átomos de oxígeno y las esferas azules los átomos de hidrógeno). *a)* Sólido: las moléculas de agua se encuentran en posiciones rígidas y muy cercanas entre sí. *b)* Líquido: las moléculas de agua se encuentran cercanas pero pueden desplazarse en cierto grado. *c)* Gaseoso: las moléculas de agua están lejanas y se mueven en forma aleatoria.

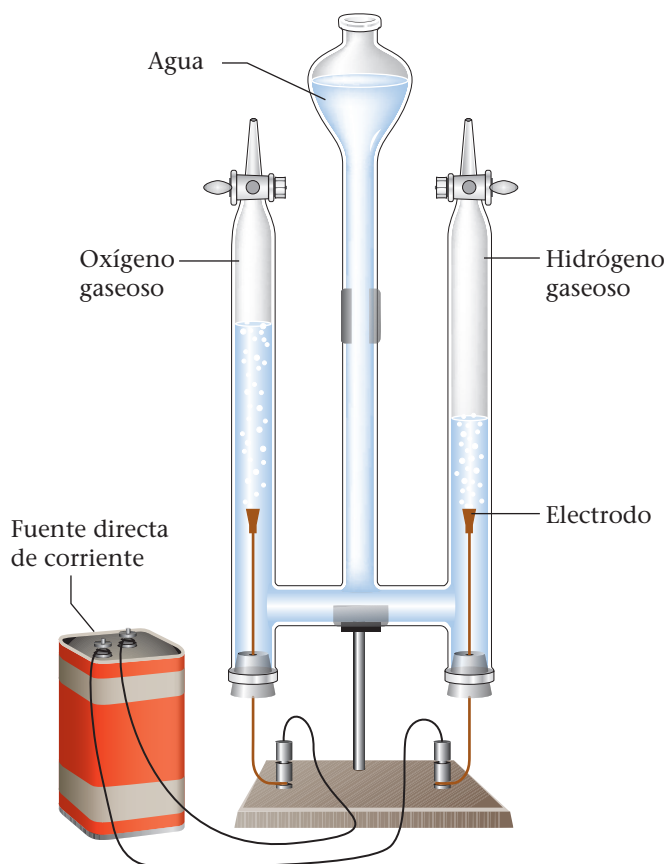
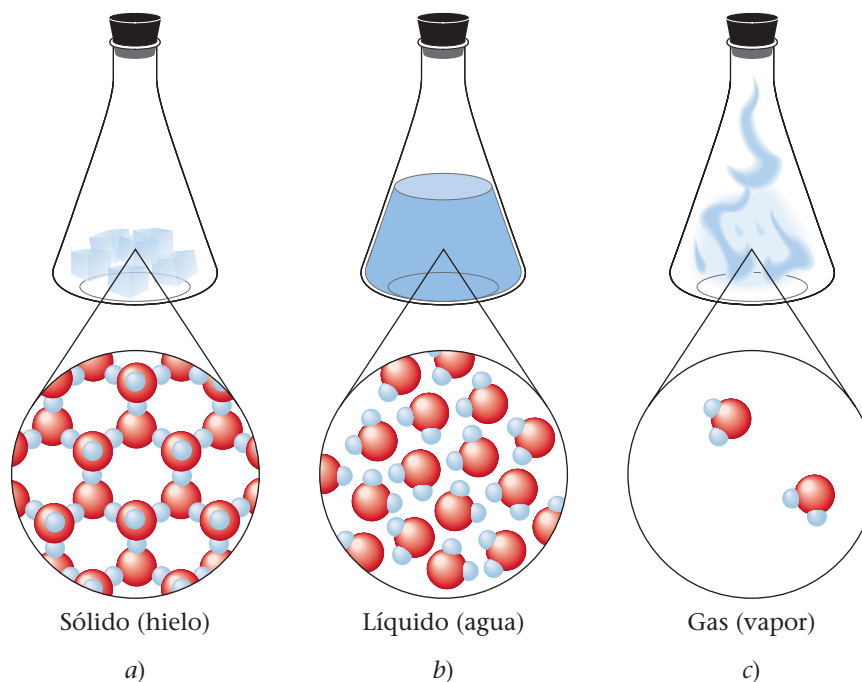
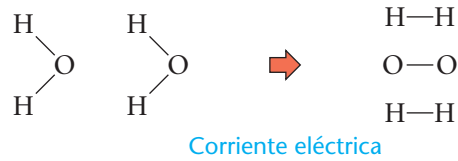


Figura 3.3

La electrólisis, la descomposición de agua mediante una corriente eléctrica es un proceso químico.

3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos 59

seosas, hidrógeno y oxígeno. La corriente eléctrica provoca en realidad que las moléculas de agua se separen —*descompone* el agua en hidrógeno y oxígeno. Este proceso se representa como sigue:



Éste es un **cambio químico** porque el agua (formada por moléculas de H₂O) se descompuso en sustancias diferentes: hidrógeno (moléculas de H₂) y oxígeno (moléculas de O₂). Por lo tanto, en este proceso las moléculas de H₂O han sido sustituidas por moléculas de O₂ y H₂. En resumen:

Cambios físicos y químicos

1. En un *cambio físico* varían una o más propiedades físicas sin que la composición cambie. Los cambios físicos más frecuentes son los cambios de estado: sólido ⇌ líquido ⇌ gas.
2. En un *cambio químico* hay cambios de composición, ya que una sustancia dada se descompone en diferentes sustancias. Los cambios químicos se llaman **reacciones**: la plata se oxida al reaccionar con la atmósfera que la rodea; una planta forma hojas al combinar diversas sustancias atmosféricas y terrestres; y así sucesivamente.

Ejemplo 3.2 Manera de identificar cambios físicos y químicos



El oxígeno se combina con los productos químicos de la madera para producir flamas. ¿Se trata de un cambio físico o químico?

Clasifique cada uno los siguientes casos como cambio físico o químico.

- a) El hierro metálico se funde.
- b) El hierro se combina con el oxígeno para formar óxido de hierro.
- c) La madera se quema al aire.
- d) Una roca se rompe en pedazos pequeños.

Solución

- a) El hierro fundido es tan sólo hierro líquido y al enfriarse regresa al estado sólido. Se trata de un cambio físico.
- b) Cuando el hierro se combina con el oxígeno forma una sustancia diferente (óxido de hierro) que contiene hierro y oxígeno. Éste es un cambio químico porque se forma una sustancia distinta.
- c) La madera al quemarse produce diferentes sustancias (como se verá luego, incluyen dióxido de carbono y agua). Después de quemarse la madera pierde su forma original, por lo que se trata de un cambio químico.
- d) Cuando una roca se rompe, todas las piezas de menor tamaño tienen la misma composición que la roca inicial. Cada pieza nueva difiere de la original únicamente en tamaño y forma, por lo que se trata de un cambio físico.

Ejercicio de autoevaluación 3.2

Clasifique cada uno de los siguientes casos como cambio químico, cambio físico o la combinación de ambos.

- La leche se agria.
- Al derretir cera sobre una flama, la primera entra en contacto con el fuego y se quema.

Revise los problemas 3.17 y 3.18. ■

3.3

Elementos y compuestos

OBJETIVO: Diferenciar los elementos de los compuestos.

Elemento: sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas por métodos químicos.

Compuesto: sustancia formada por determinada combinación de elementos que pueden separarse por métodos químicos.

Al examinar los cambios químicos de la materia se observa una serie de sustancias fundamentales llamadas **elementos**. Éstos no pueden descomponerse en sustancias más sencillas por métodos químicos. Algunos ejemplos de elementos son hierro, aluminio, oxígeno e hidrógeno. Toda la materia del mundo circundante la forman elementos. En algunos casos éstos se encuentran de forma aislada; sin embargo, a menudo están combinados con otros elementos. Asimismo, la mayoría de las sustancias contienen varios elementos en combinación.

Los átomos de ciertos elementos tienen afinidades específicas entre sí. Se unen de manera especial para formar **compuestos**, que son sustancias de la misma composición sin importar en dónde se encuentren. Debido a que los compuestos se forman de elementos, pueden descomponerse en ellos mediante cambios químicos:



El agua es un ejemplo de compuesto; tiene siempre la misma composición (las mismas cantidades relativas de oxígeno e hidrógeno) porque la forman moléculas de H_2O . Y puede descomponerse en los elementos hidrógeno y oxígeno por métodos químicos: por ejemplo, al hacer pasar una corriente eléctrica a través de ella (véase la figura 3.3).

Como se analizará con mayor detalle en el capítulo 4, cada elemento se constituye de un tipo especial de átomos: una muestra de aluminio puro contiene únicamente átomos de aluminio, el cobre elemental tiene únicamente átomos de cobre, y así sucesivamente. Por lo tanto, un elemento contiene sólo un tipo de átomo; una muestra de hierro contiene muchos átomos, pero todos ellos son átomos de hierro. Las muestras de algunos elementos puros contienen moléculas; por ejemplo, el hidrógeno gaseoso contiene moléculas $\text{H}-\text{H}$ (que suelen representarse como H_2) y el oxígeno gaseoso contiene moléculas $\text{O}-\text{O}$ (O_2). Sin embargo, cualquier muestra pura de un elemento contiene únicamente átomos de dicho elemento, *nunca* átomos de cualquier otro elemento.

Un compuesto *siempre* contiene átomos de elementos *diferentes*. Por ejemplo, el agua contiene átomos de hidrógeno y de oxígeno, y siempre hay exactamente el doble de átomos de hidrógeno con respecto a los átomos de oxígeno porque el agua consta de moléculas $\text{H}-\text{O}-\text{H}$. Un compuesto distinto, el dióxido de carbono, consta de moléculas de CO_2 y, por lo tanto, contiene átomos de carbono y de oxígeno (siempre en proporción 1:2).

Un compuesto, aunque contiene más de un tipo de átomos *siempre* tiene la *misma composición*, es decir, la misma combinación de átomos. Sus



Mezclas y sustancias puras

OBJETIVOS: Establecer la diferencia entre mezclas y sustancias puras.

Toda la materia que nos rodea prácticamente consta de mezclas de sustancias. Por ejemplo, si se observa con cuidado una muestra de tierra se verá que tiene muchos tipos de componentes, incluyendo pequeños granos de arena y restos de plantas. El aire que respiramos es una mezcla compleja de gases como oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua. Incluso el agua pura de una fuente para beber contiene otras sustancias además de agua.

La **mezcla** puede definirse como algo que tiene composición variable. Por ejemplo, la madera es una mezcla (su composición varía en forma considerable dependiendo del árbol del cual se origine); el vino es una mezcla (puede ser rojo o amarillo claro, dulce o seco); el café es una mezcla (puede ser fuerte, débil o amargo); y aunque tenga apariencia de pureza, el agua de corrientes subterráneas también es una mezcla (contiene minerales y gases disueltos).

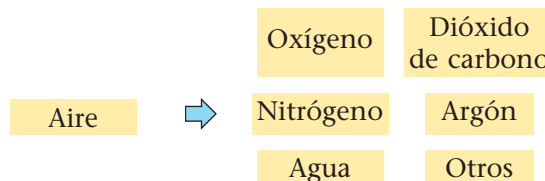
Por otra parte, una **sustancia pura** siempre tiene la misma composición. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos. Por ejemplo, el agua pura es un compuesto que contiene moléculas individuales de H_2O . Sin embargo, en la naturaleza, el agua líquida siempre contiene otras sustancias además de agua pura —se trata de una mezcla. Esto es evidente por el diferente sabor, olor y color de las muestras de agua de distintas localidades. Sin embargo, al purificar cuidadosamente las muestras de agua de diferentes fuentes (como océanos, lagos, ríos y corrientes o depósitos subterráneos) siempre se obtiene la misma sustancia pura —agua, constituida únicamente por moléculas de H_2O . El agua pura siempre tiene las mismas propiedades físicas y químicas, y la constituyen moléculas que contienen hidrógeno y oxígeno, exactamente en las mismas proporciones, sin importar de dónde provenga. Las propiedades de una sustancia pura posibilitan identificarla con toda claridad.

Las mezclas se pueden separar en sustancias puras: elementos, compuestos o ambos.

Es muy difícil separar totalmente las mezclas en sustancias puras. Casi siempre quedan algunas impurezas (componentes de la mezcla original) en cada una de las "sustancias puras".



Por ejemplo, la mezcla conocida como aire puede separarse en oxígeno (elemento), nitrógeno (elemento), agua (compuesto) y dióxido de carbono (compuesto), argón (elemento) y otras sustancias puras.



Una disolución es una mezcla homogénea.

Las mezclas se clasifican como homogéneas o heterogéneas. Una **mezcla homogénea** tiene la *misma composición*. Por ejemplo, cuando se disuelve un poco de sal en agua y se agita bien, todas las regiones de la mezcla

ENFOQUE QUÍMICO

Geología instantánea

Los cambios geológicos de la Tierra suelen ser increíblemente lentos y tienen lugar durante millones de años. Las placas tectónicas se deslizan una sobre otra a velocidades de centímetros al año, lo cual, después de mucho tiempo, da lugar a montañas; a su vez, éstas son lentamente desgastadas por el viento y el agua. Sin embargo, hay algunas excepciones en esta geología de velocidad tan lenta. Los cambios geológicos más impresionantes han ocurrido en milisegundos, cuando asteroides y cometas de gran tamaño chocaron contra la Tierra a velocidades de miles de kilómetros por hora. Los impactos de este tipo literalmente vaporizan las rocas y el gas sobrecalentado que se forma pulveriza la materia hacia la atmósfera.

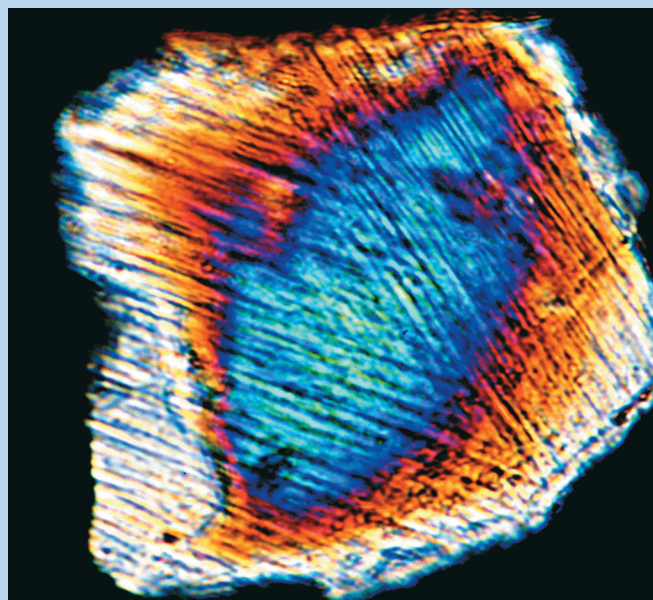
Todo indica que una colisión de este tipo hizo desaparecer a los dinosaurios hace 65 millones de años. En esa época, un asteroide de gran tamaño chocó contra la Tierra en un punto que actualmente se ubica a lo largo de la costa de la península de Yucatán, formando gases tóxicos y arrojando millones de toneladas de tierra pulverizada hacia la atmósfera. Estos eventos condujeron en último término a la desaparición de los dinosaurios y de muchas otras criaturas. El cráter correspondiente a este impacto está enterrado en las profundidades y fue identificado en años recientes.

Un cráter formado por impacto que aún permanece intacto es el Cráter del meteorito de Arizona, el cual se encuentra a 20 kilómetros al oeste de Winslow, Arizona. Dicho cráter, que mide 200 m de profundidad y 1.2 km de diámetro fue formado hace aproximadamente 50 000 años por un meteorito de 45 m de diámetro. El impacto de este objeto relativamente pequeño produjo una energía que equivale a la generada por 20 millones de toneladas de TNT; algo similar a la energía de una bomba de hidrógeno. No obstante, la mayoría de los cráteres producidos por impacto no son tan evidentes.

Pero, ¿cómo encuentran los científicos los antiguos cráteres causados por impactos, que en su mayor parte quedan ocultos debido a los cambios geológicos normales? Sucede que los impactos extraterrestres dejan tras de sí todo tipo de indicios. Además, las enormes vibraciones sísmicas que acompañan al impacto de un objeto de gran tamaño dan lugar a temperaturas suficientemente altas como para provocar cambios en minerales, que son distintos a los de cualquier otro proceso geológico. Por ejemplo, cuando la roca se calienta a una temperatura muy elevada, los campos magnéticos de los minerales se alteran y realinean para adaptarse al entorno actual de la roca. Además, los impactos pueden provocar anomalías gravitacionales debido a una menor densidad de la roca pulverizada en el cráter.

Por otro lado, gruesas capas de roca que el impacto fusiona recubren el fondo de la mayoría de los cráteres de gran tamaño. En ocasiones, estos cráteres producen riquezas minerales. Por ejemplo, el impacto de 200 metros de espesor y la fusión producida en el antiguo cráter en los alrededores de Sudbury, Ontario, ha producido más de 1 mil millones de dólares al año en minerales que contienen níquel, platino y cobre. El análisis demuestra que estos minerales (que provienen de la Tierra, no del objeto extraterrestre) se separaron del material circundante cuando las rocas se fusionaron a causa del impacto. El fechado radioactivo indica que el impacto en Sudbury ocurrió hace casi 2 mil millones de años y produjo un cráter de aproximadamente 300 km de diámetro. Sin embargo, el cráter ha sufrido modificaciones considerables a causa de cambios geológicos subsecuentes, incluyendo glaciales de la Era del hielo que se llevaron alrededor de 4 km de superficie terrestre en Sudbury.

Hasta el momento, los geólogos han identificado cerca de 200 cráteres producidos por impactos en la Tierra, pero aún es necesario descubrir muchos más. Éste es un campo en el cual se conjuntan la geología y la química para generar nueva información acerca de la historia de nuestro planeta.



Observe las fracturas a lo largo de múltiples direcciones en este pedazo de cuarzo, que fue sometido a un choque cuando el impacto extraterrestre produjo vibraciones sísmicas intensas.



Figura 3.4
 Cuando se mezcla la sal con agua (izquierda) se forma una mezcla homogénea llamada disolución (derecha).



Figura 3.5
 La arena y el agua no forman una mezcla uniforme. Después de la agitación la arena se precipita al fondo.

El café es una disolución de composición variable. Puede ser fuerte o suave.

resultante tienen las mismas propiedades. Las mezclas homogéneas también se llaman **disoluciones**. Por supuesto, es posible mezclar diferentes cantidades de sal con agua para formar disoluciones distintas, pero la mezcla homogénea (una disolución) no varía en su composición de una a otra región (véase la figura 3.4).

El aire que nos rodea es una disolución, una mezcla de gases. También existen soluciones sólidas. El bronce es una mezcla homogénea de cobre y zinc metálicos.

La **mezcla heterogénea** contiene regiones que poseen diferentes propiedades que otras. Por ejemplo, cuando se mezcla arena con agua, la mezcla resultante tiene una región que contiene agua y otra muy distinta que tiene arena (véase la figura 3.5).

Ejemplo 3.3 Diferencia entre mezclas y sustancias puras

Identifique cada una de las siguientes sustancias como: sustancia pura, mezcla homogénea o mezcla heterogénea.

- | | |
|---|-------------------|
| a) gasolina | d) bronce |
| b) una corriente de agua con grava en la parte inferior | e) cobre metálico |
| c) aire | |

Solución

- La gasolina es una mezcla homogénea que contiene muchos compuestos.
- Una corriente de agua con grava en el fondo es una mezcla heterogénea.
- El aire es una mezcla homogénea de elementos y compuestos.
- El bronce es una mezcla homogénea que contiene los elementos cobre y zinc. El bronce no es una sustancia pura porque las cantidades relativas de cobre y zinc son diferentes en sus distintas muestras.
- El cobre metálico es una sustancia pura (un elemento).

✓ Ejercicio de autoevaluación 3.3

Clasifique cada una de las siguientes sustancias como: sustancia pura, mezcla homogénea (una disolución) o mezcla heterogénea.

- vino
- oxígeno y helio en un tanque para bucear
- aceite y vinagre en un aderezo para ensalada
- sal común (cloruro de sodio)

Revise los problemas 3.29 al 3.32. ■

3.5

Separación de mezclas

OBJETIVO: Describir los métodos para separar mezclas.

Se ha visto que la materia en la naturaleza suele ser una mezcla de sustancias puras. Por ejemplo, el agua de mar contiene minerales disueltos; es posible separar el agua de los minerales por ebullición, de manera que la primera se transforma en vapor (vapor de agua) y los minerales quedan en forma sólida. Si se recolecta y enfría el vapor se condensa agua pura. Este proceso de separación, llamado **destilación**, se muestra en la figura 3.6.

Cuando se efectúa la destilación de agua salada, ésta cambia del estado líquido al gaseoso y después regresa al estado líquido. Los cambios de esta-

La separación de una mezcla en ocasiones se produce en la naturaleza para beneficio de la humanidad (véase la fotografía de la página 65).

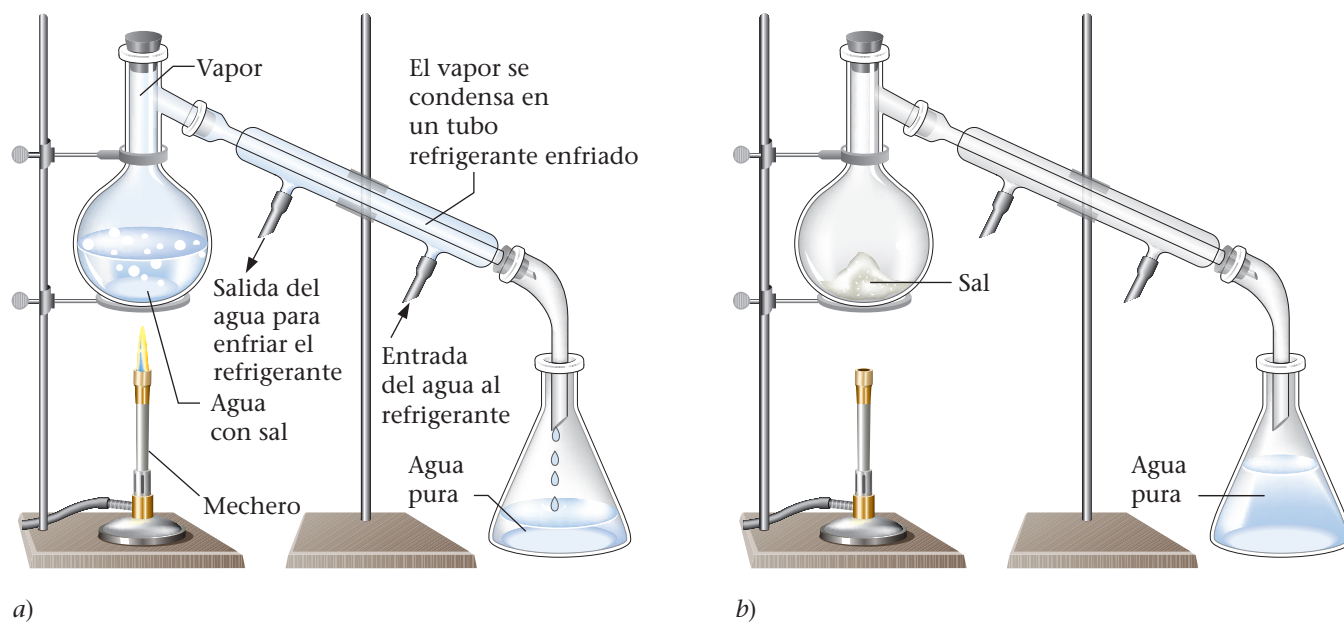


Figura 3.6

Destilación de una disolución formada por sal disuelta en agua. *a)* Cuando la disolución llega a la ebullición se desprende vapor (vapor de agua); si éste se recolecta y se enfría, se condensa formando agua pura, la cual gotea en el matraz de recolección que muestra el diagrama. *b)* Cuando toda el agua se ha evaporado, en el matraz original queda la sal y el agua queda en el matraz de recolección.

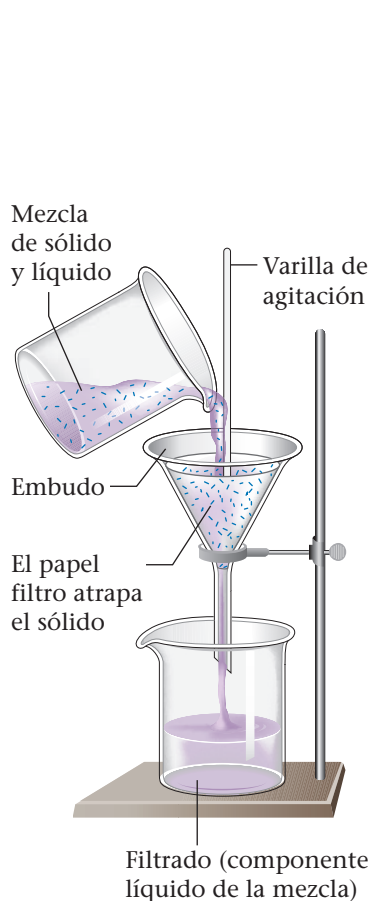


Figura 3.8
La filtración permite separar un líquido de un sólido. El líquido atraviesa el papel filtro, pero las partículas de sólido quedan atrapadas en éste.



Disolución de agua salada (mezcla homogénea)

Figura 3.7
No se produce cambio químico cuando se destila agua salada.

do son ejemplos de cambios físicos. Al separar una mezcla de sustancias no cambia la composición individual de las mismas. Esto se representa en la figura 3.7.

Suponga que se toma un poco de arena de la muestra de agua de mar. Esta muestra es una mezcla heterogénea porque contiene un sólido no disuelto en la disolución de agua de mar. Se puede separar la arena por **filtración** simple. Se vacía la mezcla sobre algún filtrante, como papel filtro, el cual permite que el líquido lo atraviese y deja atrás al sólido (véase la figura 3.8). A continuación se separa la sal del agua por destilación. El proceso de separación total se representa en la figura 3.9. Todos los cambios ocurridos son de tipo físico.

La descripción de la materia del presente capítulo se resume en el diagrama de la figura 3.10. Observe que una muestra dada de materia puede ser una sustancia pura (ya sea un elemento o un compuesto) o con mayor frecuencia una mezcla (homogénea o heterogénea). Se ha visto que toda la materia se forma de elementos o puede descomponerse en ellos, y éstas son las sustancias de tipo fundamental descritas hasta el momento. En el siguiente capítulo se presentan más datos acerca de la naturaleza de los elementos.



Cuando el agua del Great Salt Lake (Gran Lago Salado) se evapora (es decir, cambia a gas y se escapa) deja depósitos de sal. Ésta es una de las principales fuentes comerciales de sal en Estados Unidos.

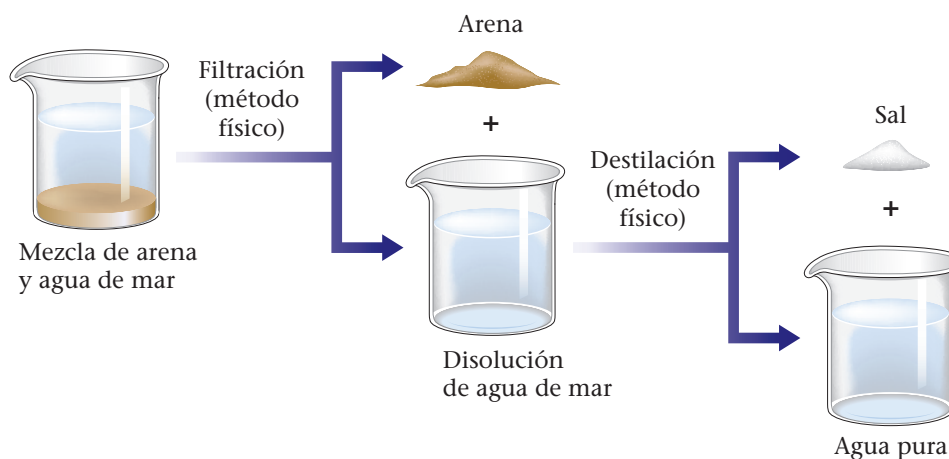


Figura 3.9
Separación de una mezcla de arena y agua de mar.

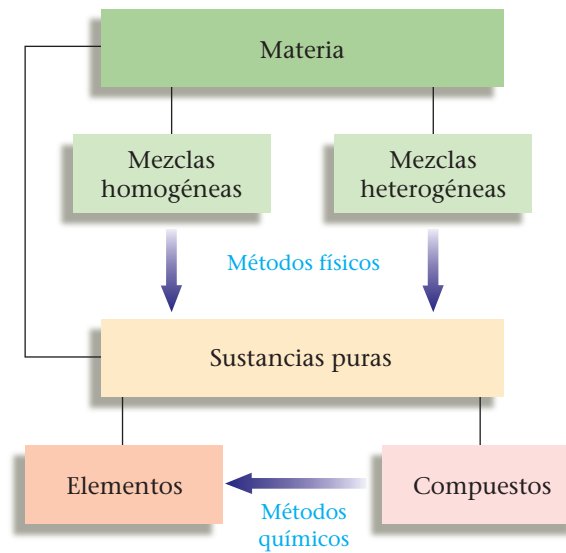


Figura 3.10
La clasificación de la materia.

3.6

Energía, temperatura y calor

OBJETIVO: Estudiar la energía y sus efectos en la materia. Comprender el significado de temperatura y calor.

La *energía* es un término conocido. Se habla de energía solar, energía nuclear y energía del carbón y de la gasolina, y cuando las personas están cansadas dicen que se les “agotó la energía”. La energía permite “hacer cosas” —trabajar, conducir un automóvil a la escuela y cocinar unos huevos. Una definición común de **energía** es la capacidad para efectuar trabajo.

Una de las manifestaciones de la energía se aprecia en los cambios de temperatura de las sustancias. Por ejemplo, con frecuencia se calienta agua empleando la energía de la estufa o de un mechero Bunsen. Como se verá después con mayor detalle, la temperatura de una sustancia refleja los movimientos aleatorios de sus componentes. Por ejemplo, en el hielo los componentes son moléculas de agua que vibran en forma aleatoria en torno a sus posiciones fijas en el sólido, como se representa en la figura 3.11. Cuando el sólido se calienta a temperaturas más altas, las vibraciones aleatorias se hacen más intensas. Por último, en el punto de fusión del hielo las moléculas vibran con tal energía que pueden desprenderse de sus posiciones, por lo que el hielo rígido se transforma en agua líquida.

Al aplicar el mechero de Bunsen a un cubo de hielo, parte de la energía de la reacción entre el gas natural (el combustible del mechero) y el oxígeno del aire se transfiere al hielo, lo que ocasiona que éste se funda. Este flujo de energía se llama **calor**, el cual se define como un *flujo de energía debido a una diferencia de temperatura*.

Para ilustrar más ampliamente los conceptos de calor y temperatura considere un experimento en el cual se coloca 1.00 kg de agua caliente (90 °C) a 1.00 kg de agua fría (10 °C) en una caja aislada. Las muestras de agua están separadas una de otra por una placa delgada (véase la figura 3.12). ¿Sabe lo que ocurrirá?: el agua caliente se enfriará y el agua fría se calentará. Pero, ¿qué está sucediendo exactamente?

Como las moléculas de H₂O del agua caliente se desplazan más rápido que las del agua fría (véase figura 3.13), se transferirá energía a través de la pared metálica del agua caliente hacia el agua fría. Esta transferencia de

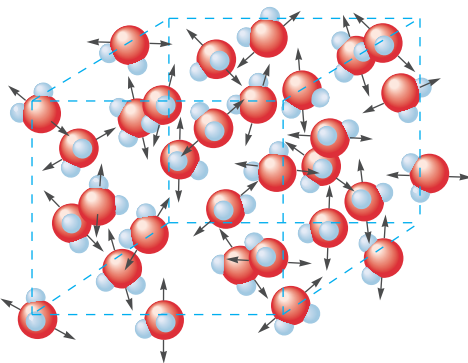


Figura 3.11
En el hielo, las moléculas de agua vibran al azar de acuerdo con sus posiciones en el sólido. Sus movimientos los representan las flechas.

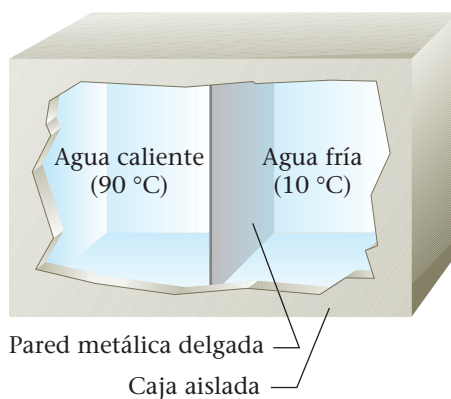


Figura 3.12
Masas iguales de agua caliente y agua fría separadas por una pared metálica delgada en una caja aislada.

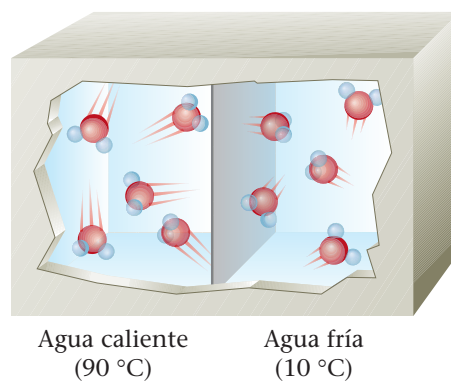


Figura 3.13
Las moléculas de H₂O en el agua caliente tienen movimiento aleatorio mucho mayor que las moléculas de H₂O en el agua fría.



Un cerillo libera energía al quemarse.

energía ocasionará que las moléculas (H₂O) del agua caliente se muevan más despacio y las moléculas (H₂O) del agua fría se aceleren. Esta transferencia de energía del agua caliente al agua fría se llama calor. ¿Qué ocurrirá después? Las dos muestras de agua quedarán a la misma temperatura (véase la figura 3.14), que es el promedio de las temperaturas originales.

$$T_{\text{final}} = \frac{T_{\text{caliente inicial}} + T_{\text{fría inicial}}}{2} = \frac{90\text{ °C} + 10\text{ °C}}{2} = 50\text{ °C}$$

Cuando se desprende calor en el curso de un proceso se dice que es **exotérmico** (*exo-*, prefijo que significa “fuera de”). Por ejemplo, cuando se enciende un cerillo se produce energía calorífica; por lo tanto, el proceso es exotérmico. Los procesos que absorben energía se denominan **endotérmicos**. La fusión de hielo para formar agua líquida es un proceso endotérmico común. Se requiere energía de alguna fuente, como un mechero Bunsen, para que el hielo se funda. Es decir, se suministra energía al hielo para lograr su fusión.

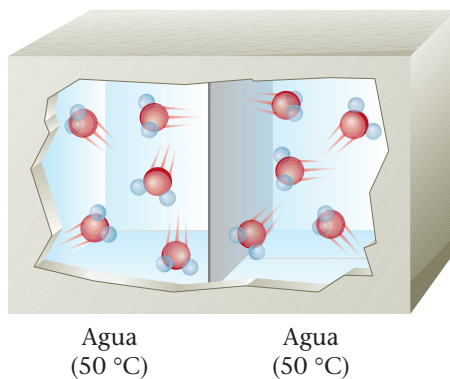


Figura 3.14
Las muestras de agua ahora tienen la misma temperatura (50 °C) y el mismo movimiento aleatorio.

3.7

Cálculo de los cambios de energía

OBJETIVO: Aprender a calcular las cantidades de energía que se requieren para varios procesos.

Los gases se estudiarán en el capítulo 12.

Caloría: energía (calor) necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en 1 °C.

Las abreviaturas de caloría y joule son cal y J.

Se ha visto que los movimientos de las moléculas de una sustancia se incrementan al elevarse la temperatura de ésta. La *cantidad de energía (calor) que se requiere para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado Celsius* se llama **caloría** en el sistema métrico de unidades. La unidad de energía en el sistema SI se llama **joule**. Se puede convertir de joules a calorías mediante la definición que indica que 1 caloría = 4.184 joules, o sea

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$$

Ejemplo 3.4 Conversión de calorías en joules

Expresa 60.1 calorías de energía en joules.

Solución

Por definición $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$, de manera que el factor de conversión necesario es $\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}}$, y el resultado es

$$60.1 \text{ cal} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 251 \text{ J}$$

Obsérvese que el 1 del denominador es un número exacto por definición y, por lo tanto, no limita el número de cifras significativas.

✓ Ejercicio de autoevaluación 3.4

¿Cuántas calorías de energía corresponden a 28.4 J?

Revise los problemas del 3.45 al 3.51. ■

A continuación se considerará lo que sucede al calentar una sustancia de una a otra temperatura. ¿Cuál es la relación entre la cantidad de sustancia y la energía que se requiere para calentarla? En 2 g de agua hay el doble de moléculas que en 1 g; por lo tanto, se requiere el doble de energía para cambiar la temperatura de 2 g de agua 1 °C, porque es preciso hacer variar el movimiento del doble de moléculas en una muestra de 2 g que en una de 1 g. Además, como es lógico, se requiere el doble de energía para elevar dos grados la temperatura de una muestra dada de agua que para elevarla un grado.

Ejemplo 3.5 Cálculo de los requerimientos de energía

Determine la cantidad de energía (calor) en joules que se necesita para elevar la temperatura de 7.40 g de agua de 29.0 °C a 46.0 °C.

Solución

Al resolver cualquier tipo de problema es conveniente dibujar un diagrama para representarlo. En este caso se tienen 7.40 g de agua que se van a calentar de 29.0 °C a 46.0 °C.

ENFOQUE QUÍMICO

La naturaleza produce plantas calientes

Este lirio vudú, de apariencia exótica, es una planta hermosa y seductora. El lirio vudú tiene un mecanismo reproductivo muy complejo, una torre de color púrpura que puede llegar a medir hasta 3 pies de largo y se encuentra cubierta por una hoja similar a un capuchón. Sin embargo, hay una mala noticia, al acercarnos a esta planta percibimos que ¡despite de un olor insoportable!

A pesar de su antisocial y pútrido olor, durante años esta planta ha fascinado a los biólogos por su capacidad para generar calor. En el máximo de su actividad metabólica la flor de la planta puede llegar a tener hasta 15 °C de temperatura por encima de la temperatura circundante. Para generar esta cantidad de calor, ¡la tasa metabólica de la planta debe ser similar a la de un colibrí en vuelo!

¿Cuál es el objetivo de esta intensa producción de calor? En una planta que afronta recursos alimenticios limitados en el clima tropical tan competitivo donde se desarrolla, la producción de calor parece generar un desperdicio de



Lirio vudú.

energía considerable. La respuesta a este misterio es que al lirio vudú lo polinizan principalmente insectos que gustan de la carroña. Por lo tanto, este lirio prepara una mezcla maloliente de productos químicos característicos de la carne en descomposición y después “la cocina”, emitiendo el olor al aire circundante para atraer escarabajos y moscas que se alimentan de carne. Después, una vez que los insectos entran a la cámara de polinización, las altas temperaturas en ese sitio (que pueden llegar hasta los 110 °F) provocan que los insectos permanezcan muy activos para realizar mejor sus tareas de polinización.

El lirio vudú es tan sólo una de las diversas plantas termogénicas (que generan calor). Estas plantas son de especial interés para los biólogos porque constituyen una oportunidad de estudiar reacciones metabólicas que son bastante sutiles en las plantas “normales”.

7.40 g agua
T = 29.0 °C



7.40 g agua
T = 46.0 °C

? energía

Se desea determinar cuánta energía se requiere en el proceso.

Según la exposición anterior, se sabe que 4.184 J de energía elevan la temperatura de *un* gramo de agua *un* grado Celsius.

1.00 g agua
T = 29.0 °C



1.00 g agua
T = 30.0 °C

4.184 J

Como en el presente caso hay 7.40 g de agua en vez de 1.00 g, se requerirán 7.40×4.184 J para elevar su temperatura un grado.

7.40 g agua
T = 29 °C



7.40 g agua
T = 30.0 °C

7.40×4.184 J

Sin embargo, se desea elevar la temperatura de la muestra más de 1 °C. De hecho, el cambio de temperatura que se requiere es de 29.0 °C a 46.0 °C. Éste es un cambio de 17.0 °C ($46.0 \text{ °C} - 29.0 \text{ °C} = 17.0 \text{ °C}$). Por lo tanto,

70 Capítulo 3 Materia y energía


hay que aportar 17.0 veces la energía necesaria para elevar la temperatura de 7.40 g de agua 1 °C.

$$\begin{array}{ccc} 7.40 \text{ g agua} & \rightarrow & 7.40 \text{ g agua} \\ T = 29.0 \text{ °C} & & T = 46.0 \text{ °C} \\ & & 17.0 \times 7.40 \times 4.184 \text{ J} \end{array}$$

Este cálculo se resume como sigue:

$$4.184 \frac{\text{J}}{\text{g °C}} \times 7.40 \text{ g} \times 17.0 \text{ °C} = 526 \text{ J}$$

Energía por gramo de agua por grado de temperatura
× Gramos reales de agua
× Cambio real de temperatura
= Energía necesaria

 El resultado que se puede obtener con la calculadora es $4.184 \times 7.40 \times 17.0 = 526.3472$, lo cual se redondea a 526.

Se ha demostrado que se requieren 526 J de energía (en forma de calor) para elevar la temperatura de 7.40 g de agua de 29.0 °C a 46.0 °C. Observe que como son necesarios 4.184 J de energía para calentar 1 g de agua 1 °C, las unidades son J/g °C (joules por gramo por grado Celsius).

 **Ejercicio de autoevaluación 3.5**

Calcule los joules de energía que se requieren para calentar 454 g de agua de 5.4 °C a 98.6 °C. ■

Hasta el momento se ha visto que la energía (calor) necesaria para cambiar la temperatura de una sustancia depende de lo siguiente:

1. La cantidad de sustancia que se calienta (número de gramos).
2. El cambio de temperatura (número de grados).

Hay otro factor importante: la identidad de la sustancia.

Las distintas sustancias responden de manera diferente al calentarse. Se ha visto que 4.184 J de energía elevan la temperatura de 1 g de agua 1 °C.

En contraste, esta misma cantidad de energía aplicada a 1 g de oro eleva su temperatura aproximadamente 32 °C! Es evidente que algunas sustancias requieren cantidades relativamente grandes de energía para el cambio de temperatura, mientras que otras requieren de una cantidad mínima. Los químicos describen esta diferencia diciendo que las sustancias tienen diferente capacidad calorífica. *La cantidad de energía necesaria para cambiar la temperatura de un gramo de sustancia un grado Celsius se llama **capacidad calorífica específica**, que más comúnmente se conoce como **calor específico**.* La capacidad calorífica específica de diversas sustancias se da en la tabla 3.2. En ella se observa que la capacidad calorífica específica del agua es muy alta en comparación con la de otras sustancias; por ello, los lagos y los mares responden con mayor lentitud al enfriamiento o calentamiento que las masas de tierra circundante.

Tabla 3.2 Capacidades caloríficas específicas de algunas sustancias comunes

Sustancia	Capacidad calorífica específica (J/g °C)
agua (l)* (líquido)	4.184
agua (s) (hielo)	2.03
agua (g) (vapor)	2.0
aluminio (s)	0.89
hierro (s)	0.45
mercurio (l)	0.14
carbón (s)	0.71
plata (s)	0.24
oro (s)	0.13

* Los símbolos (s), (l) y (g) indican los estados sólido, líquido y gaseoso, respectivamente.

Ejemplo 3.6 Cálculos en los cuales se emplea la capacidad calorífica específica

- a) ¿Qué cantidad de energía (en joules) se requiere para calentar un pedazo de hierro que pesa 1.3 g de 25 °C a 46 °C?

ENFOQUE QUÍMICO

Caminar sobre brasas: ¿magia o ciencia?

Durante milenios, las personas se han sorprendido por la capacidad de los místicos del Este para caminar sobre lechos de carbones ardientes sin mostrar alguna incomodidad. Incluso, en Estados Unidos miles de personas caminan sobre brasas como parte de seminarios de motivación. ¿Cómo es esto posible? ¿Tienen poderes sobrenaturales estas personas?

En la actualidad existe una buena explicación científica sobre lo que hace posible caminar sobre brasas. En primer lugar, los tejidos de los seres humanos están compuestos en gran parte por agua, la cual tiene una capacidad calorífica específica que es relativamente grande. Esto implica que es necesario transferir gran cantidad de energía de los carbones a los pies para que varíe en forma significativa la temperatura de estos últimos. Durante el breve contacto que los pies tienen con los carbones al caminar sobre brasas, hay relativamente poco tiempo para que la energía fluya; por lo tanto, los pies no alcanzan una temperatura tan alta como para sufrir daños.

Además, aunque la superficie del carbón tiene una temperatura muy alta, la capa al rojo vivo es muy delgada. De esta manera, la cantidad de energía disponible para calentar los pies es menor de lo esperado.



Ceremonia hindú de caminar sobre el fuego en las Islas Fiji.

De este modo, aunque caminar sobre el fuego resulta impresionante, hay varios motivos científicos por los cuales una persona con el entrenamiento correcto logra caminar sobre un lecho de carbones al rojo vivo preparado adecuadamente. (¡No recomendamos al lector que intente esto por sí solo!)

b) ¿Cuál es la respuesta en calorías?

Solución

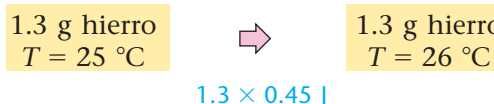
a) Es conveniente dibujar el siguiente diagrama para representar el problema.



A partir de la tabla 3.2 se infiere que la capacidad calorífica específica del hierro es $0.45\text{ J/g }^{\circ}\text{C}$. Es decir, se requieren 0.45 J para elevar $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ la temperatura de un pedazo de hierro de 1 g .



En este caso la muestra es 1.3 g ; por tanto, se requieren $1.3 \times 0.45\text{ J}$ por cada grado de aumento de temperatura.



Como el incremento de temperatura es $21\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($46\text{ }^{\circ}\text{C} - 25\text{ }^{\circ}\text{C} = 21\text{ }^{\circ}\text{C}$), la cantidad total de energía necesaria es

72 Capítulo 3 Materia y energía

El resultado que se puede obtener con la calculadora es $0.45 \times 1.3 \times 21 = 12.285$, lo cual se redondea a 12.

$$0.45 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 1.3 \text{ g} \times 21 ^\circ\text{C} = 12 \text{ J}$$

$$\begin{array}{ccc} \boxed{1.3 \text{ g hierro}} & \rightarrow & \boxed{1.3 \text{ g hierro}} \\ \boxed{T = 25 ^\circ\text{C}} & & \boxed{T = 46 ^\circ\text{C}} \end{array}$$

$$21 \times 1.3 \times 0.45 \text{ J}$$

Observe que las unidades finales son joules, lo cual es correcto.

- b) Para calcular esta energía en calorías se usa la definición $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$ para obtener el factor de conversión adecuado. Se desea transformar joules en calorías; por lo tanto, *cal* debe estar en el numerador y *J* en el denominador para que se cancelen:

$$12 \text{ J} \times \frac{1 \text{ cal}}{4.184 \text{ J}} = 2.9 \text{ cal}$$

Es importante recordar que en este caso 1 es un número exacto por definición y, por lo tanto, no limita el número de cifras significativas (el número 12 es el limitante en este caso).

✓ Ejercicio de autoevaluación 3.6

Se calienta una muestra de 5.63 g de oro sólido de $21 ^\circ\text{C}$ a $32 ^\circ\text{C}$. ¿Cuánta energía (en joules y calorías) se requiere para el proceso?

Revise los problemas 3.53 al 3.60. ■

Observe que en el ejemplo 3.6 para calcular la energía necesaria (calor) se tomó el producto de la capacidad calorífica específica, el tamaño de la muestra en gramos y el cambio de temperatura en grados Celsius.

$$\boxed{\text{Energía (calor) necesaria (Q)}} = \boxed{\text{Capacidad calorífica específica (c)}} \times \boxed{\text{Masa (m) en gramos de la muestra}} \times \boxed{\text{Cambio de temperatura (\Delta T) en } ^\circ\text{C}}$$

El símbolo Δ (la letra griega delta) representa "cambio de".

Esto puede representarse mediante la siguiente ecuación:

$$Q = c \times m \times \Delta T$$

en donde:

- Q = Energía (calor) necesaria
- c = Capacidad calorífica específica
- m = Masa de la muestra en gramos
- ΔT = Cambio de temperatura en grados Celsius

Esta ecuación siempre es aplicable al calentar una sustancia (o enfriarla) cuando no hay cambio de estado. Sin embargo, antes de emplearla hay que cerciorarse de comprender bien de dónde procede.

Ejemplo 3.7 Cálculo de la capacidad calorífica específica: mediante la ecuación

Una muestra de metal de 1.6 g con apariencia de oro requiere 5.8 J de energía para que su temperatura cambie de $23 ^\circ\text{C}$ a $41 ^\circ\text{C}$. ¿Se trata de oro puro?

Solución

Este problema puede representarse mediante el diagrama siguiente:



$$\Delta T = 41\text{ }^{\circ}\text{C} - 23\text{ }^{\circ}\text{C} = 18\text{ }^{\circ}\text{C}$$

Con los datos que se dan se calcula el valor de la capacidad calorífica específica del metal y se compara con el del oro, que se da en la tabla 3.2. Se sabe que

$$Q = c \times m \times \Delta T$$

o en forma de diagrama,



Al dividir ambos lados de la ecuación

$$Q = c \times m \times \Delta T$$

Por medio de $m \times \Delta T$, se obtiene,


$$\frac{Q}{m \times \Delta T} = c$$

Así, con los datos proporcionados se calcula el valor de c . En este caso,

$$\begin{aligned} Q &= \text{Energía (calor) necesaria} = 5.8\text{ J} \\ m &= \text{Masa de la muestra} = 1.6\text{ g} \\ \Delta T &= \text{Cambio de temperatura} = 18\text{ }^{\circ}\text{C} \quad (41\text{ }^{\circ}\text{C} - 23\text{ }^{\circ}\text{C} = 18\text{ }^{\circ}\text{C}) \end{aligned}$$

Por lo tanto,

$$c = \frac{Q}{m \times \Delta T} = \frac{5.8\text{ J}}{(1.6\text{ g})(18\text{ }^{\circ}\text{C})} = 0.20\text{ J/g }^{\circ}\text{C}$$

 El resultado que se puede obtener con la calculadora es $5.8/(1.6)(18) = 0.2013889$, lo cual se redondea a 0.20.

Según la tabla 3.2, la capacidad calorífica específica del oro es $0.13\text{ J/g }^{\circ}\text{C}$. Por lo tanto, el metal del ejemplo no es oro puro.

Ejercicio de autoevaluación 3.7

Una muestra de metal puro de 2.8 g requiere 10.1 J de energía para que su temperatura cambie de $21\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $36\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿De qué metal se trata? (Use la tabla 3.2.)

Revise los problemas 3.61 y 3.62. ■

REPASO DEL CAPÍTULO 3

TÉRMINOS CLAVE

calor (3.6)
calor específico (3.7)
caloría (3.7)
cambio físico (3.2)
cambio químico (3.2)
capacidad calorífica específica (3.7)
compuesto (3.3)

disolución (3.4)
destilación (3.5)
elemento (3.3)
endotérmico (3.6)
energía (3.6)
estados de la materia (3.1)
exotérmico (3.6)

filtración (3.5)
gas (3.1)
joule (3.7)
líquido (3.1)
materia (3.1)
mezcla (3.4)
mezcla heterogénea (3.4)

mezcla homogénea (3.4)
propiedades físicas (3.2)
propiedades químicas (3.2)
reacción (3.2)
sólido (3.1)
sustancia pura (3.4)

74 Capítulo 3 Materia y energía

RESUMEN

1. La materia existe en tres estados —sólido, líquido y gaseoso— y se describe en términos de sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades químicas indican la capacidad de una sustancia para cambiar a otra distinta. Las propiedades físicas son características de la sustancia, siempre y cuando no se produzca un cambio químico.
2. En el cambio físico varían una o más propiedades físicas sin que la composición cambie. En el cambio químico, una sustancia se transforma en otra o en varias sustancias nuevas.
3. Una mezcla tiene composición variable. Toda la mezcla homogénea tiene las mismas propiedades; pero la mezcla heterogénea no. Las sustancias puras siempre tienen la misma composición. Es posible separar físicamente las mezclas de sustancias puras por destilación y filtración.
4. Hay dos tipos de sustancias puras: los elementos, que no pueden descomponerse químicamente en sustancias más sencillas, y los compuestos, que pueden descomponerse químicamente en elementos.
5. La energía puede definirse como la capacidad para realizar un trabajo o generar calor. Un proceso exotérmico libera energía en forma de calor. Un proceso endotérmico absorbe energía en forma de calor.
6. La capacidad calorífica específica es la cantidad de energía necesaria para modificar, en un grado centígrado, la temperatura de un gramo de sustancia. Cada sustancia tiene una capacidad calorífica específica. La energía (calor) que se requiere para modificar la temperatura de una sustancia depende de tres factores: la cantidad de sustancia, el cambio de temperatura, y la capacidad calorífica específica de la sustancia.

PREGUNTAS PARA DISCUSIÓN EN EL SALÓN DE CLASES

Las siguientes preguntas fueron diseñadas para que los estudiantes las discutan por grupos en el salón de clases. A menudo, estas preguntas funcionan bien para introducir un tema específico.

1. Los objetos que se encuentran en un mismo recipiente tarde o temprano alcanzan la misma temperatura. Cuando usted entra a una habitación y toca un pedazo de metal que se encuentra ahí, lo sentirá más frío que un pedazo de plástico. Explique por qué.
2. Cuando el agua llega a la ebullición se observan burbujas que se elevan a la superficie. ¿De qué están constituidas estas burbujas?
 - a) Aire
 - b) Hidrógeno y oxígeno gaseosos
 - c) Oxígeno gaseoso
 - d) Vapor de agua
 - e) Dióxido de carbono gaseoso
3. Si se coloca una varilla de vidrio sobre una vela prendida, el vidrio se pondrá negro. Diga a qué correspon-

de cada uno de los siguientes componentes en una vela que se quema (cambio físico, cambio químico, ambos, o ninguno de ellos). Explique su respuesta.

- a) La cera
 - b) El pabilo
 - c) La varilla de vidrio
4. Diga qué características de sólido, líquido o gas tienen cada uno de los siguientes objetos, y en qué categoría clasificaría a cada uno de ellos. Explique su respuesta.
 - a) Un tazón de budín
 - b) Una cubeta de arena
 5. La ebullición del agua es:
 - a) Un cambio físico porque el agua desaparece.
 - b) Un cambio físico porque el vapor de agua es químicamente igual al agua líquida.
 - c) Un cambio químico porque se requiere calor para que el proceso se lleve a cabo.
 - d) Un cambio químico porque se forma oxígeno e hidrógeno gaseosos a partir del agua.
 - e) Un cambio químico y un cambio físico.
 Explique su respuesta.
 6. ¿Hay alguna diferencia entre una mezcla homogénea de hidrógeno y oxígeno en proporción 2:1 y una muestra de vapor de agua? Explique su respuesta.
 7. Haga un diagrama amplificado (mostrando los átomos, moléculas o ambos) de cada una de las siguientes mezclas, y explique por qué se trata del tipo de mezcla que se especifica:
 - a) Una mezcla heterogénea de dos compuestos distintos.
 - b) Una mezcla homogénea de un elemento y un compuesto.
 8. ¿Todos los cambios físicos se acompañan de cambios químicos? ¿Todos los cambios químicos se acompañan de cambios físicos? Explique su respuesta.
 9. ¿Por qué un químico consideraría que es erróneo decir "jugo de naranja puro"?
 10. ¿Son cambios físicos o químicos las separaciones de mezclas? Explique su respuesta.

PREGUNTAS Y PROBLEMAS

Las respuestas de todos los ejercicios de número par están al final del libro en la *Guía de soluciones*.

● 3.1 Materia

PREGUNTAS

1. ¿Cómo se define de manera general la *materia*?
2. ¿Cuáles son los tres *estados físicos* en los cuales puede existir la materia?
3. Los sólidos y líquidos son prácticamente incompresibles, mientras que los _____ son muy compresibles.

4. _____ tienen volúmenes, pero pueden adoptar la forma del recipiente que los contiene.
5. Compare y contraste la facilidad con la que las moléculas se mueven una con respecto a la otra en los tres estados de la materia.
6. La materia en estado _____ carece de forma y llena totalmente el recipiente que la contiene.
7. ¿Cuáles son las semejanzas entre los estados líquido y gaseoso de la materia? ¿Qué diferencias hay entre tales estados?
8. ¿Cómo resulta afectada la rigidez de una muestra de materia por la magnitud de las fuerzas entre las partículas que la constituyen?
9. Considere tres muestras de agua de 10 g: una en forma de hielo, otra en forma de líquido y otra más en forma de vapor. ¿Cómo se comparan los volúmenes de estas tres muestras? ¿Cómo se relaciona esta diferencia de volumen con el estado físico respectivo?
10. En una muestra de sustancia gaseosa más de 99% del volumen total de la muestra es espacio vacío. ¿Cómo se refleja este hecho en las propiedades de una sustancia gaseosa en comparación con las propiedades de un líquido o una sustancia sólida?

● 3.2 Propiedades y cambios físicos y químicos

PREGUNTAS

11. El aluminio es un metal color plata, que puede laminarse a máquina o a mano para formar una capa delgada. ¿Estas características del aluminio corresponden a propiedades físicas o químicas?
 12. Cuando se calienta cobre metálico en ácido nítrico, el cobre se disuelve formando una solución de color azul intenso, y del ácido se desprende un gas color marrón. Estas características son ejemplos de cambios (físicos/químicos).
- (Para los ejercicios 13 a 14). Las soluciones acuosas de la sustancia sulfato de níquel(II) son de color verde brillante. Si se agrega una solución acuosa de cloruro de bario a una solución acuosa de sulfato de níquel(II) se forma un precipitado blanco de sulfato de bario.
13. Con la información anterior indique una propiedad *física* del sulfato de níquel(II) en solución.
 14. Con la información anterior indique una propiedad *química* del sulfato de níquel(II) en solución.
 15. Elija una sustancia química con la cual esté familiarizado y mencione un ejemplo de *cambio químico* que pudiera experimentar dicha sustancia.
 16. ¿Cuáles son los *cambios físicos* más comunes que son posibles en una muestra de materia?
 17. Clasifique los siguientes incisos como *cambios físicos* o *químicos*.
 - a) Bolitas de alcanfor que se evaporan gradualmente en un clóset.

- b) Un *chef* francés que al preparar una salsa con brandy evapora el alcohol de éste dejando sólo su sabor.
- c) El ácido fluorhídrico ataca el vidrio y se emplea para grabar las marcas de calibración en el material de vidrio para laboratorio.
- d) El cloruro de calcio reduce la temperatura de congelación del agua y puede emplearse para fundir el hielo que se encuentra en las banquetas y carreteras.
- e) Una tableta de antiácido burbujea al disolverse, liberando dióxido de carbono gaseoso cuando entra en contacto con el ácido clorhídrico del estómago.
- f) La soda para hornear burbujea al mezclarse con vinagre.
- g) Quienes estudian química como licenciatura a menudo tienen hoyos en los pantalones de algodón que usan en el laboratorio debido a los ácidos que se emplean en muchos experimentos.
- h) La leche entera se cuaja cuando se le agrega vinagre.
- i) Un pedazo de hule se estira cuando alguien lo jala.
- j) El alcohol para frotar se evapora rápidamente en la piel.
- k) La acetona se emplea para disolver y retirar el barniz de uñas.

18. Clasifique los siguientes incisos como *propiedades físicas* o *químicas*.

- a) Una camisa se quema si se deja la plancha sobre ella demasiado tiempo.
- b) Las llantas del automóvil parecen desinflarse cuando el clima es frío.
- c) El juego de té de plata de la abuelita se pone negro de óxido con el transcurso del tiempo.
- d) El vino de una botella que queda abierta se transforma en vinagre.
- e) El limpiador para horno en aerosol transforma la grasa en un material jabonoso.
- f) Una batería común para linterna experimenta fugas con el transcurso del tiempo y es imposible recargarla.
- g) Los ácidos que producen las bacterias de la placa dental ocasionan caries.
- h) El azúcar se quema si se sobrecalienta durante el proceso de preparación doméstica de dulce.
- i) El peróxido de hidrógeno emite burbujas cuando se aplica a una herida.
- j) El hielo seco se “evapora” sin fundirse a medida que el tiempo transcurre.
- k) El blanqueador de cloro para lavandería en ocasiones modifica el color de la ropa de color brillante.

● 3.3 Elementos y compuestos

PREGUNTAS

19. Dé las definiciones para los términos de *elemento* y *compuesto*. Mencione cinco ejemplos de cada tipo de sustancia.
20. Una muestra pura de _____ contiene sólo un tipo de átomos.
21. Ciertos elementos tienen una afinidad especial hacia otros elementos. Esto ocasiona que se unan entre sí formando _____.
22. _____ pueden descomponerse en los elementos que los componen mediante cambios químicos.

76 Capítulo 3 Materia y energía

23. La composición de un compuesto puro siempre es _____ sin importar el origen del compuesto.
24. En general, ¿cómo se comparan las propiedades de un compuesto con las propiedades de los elementos que lo constituyen? Para ilustrar su respuesta proporcione un ejemplo de compuesto común y de los elementos que lo constituyen.

● 3.4 Mezclas y sustancias puras

PREGUNTAS

25. Dé las definiciones para los términos *sustancia pura* y *mezcla*. Mencione cinco ejemplos de cada una.
26. ¿Cómo se compara la composición de una mezcla con la composición de una sustancia pura? ¿Qué material tiene composición fija y cuál tiene composición variable?
27. ¿Qué significa cuando se dice que una solución es una *muestra homogénea*?
28. Mencione tres ejemplos de *mezclas* heterogéneas y tres ejemplos de *soluciones* que se usen en la vida cotidiana.
29. Clasifique cada uno de los siguientes incisos como *mezcla* o *sustancia pura*.
- El aire que respiramos.
 - El refresco que usted bebe mientras lee este libro.
 - El agua con la cual acaba de regar el jardín.
 - El diamante del anillo que su prometido acaba de regalarle.
30. Clasifique los siguientes incisos como *mezclas* o *sustancias puras*.
- Una tableta de multivitamínico.
 - El líquido azul en el limpiaparabrisas de su automóvil.
 - Una tortilla de huevo española.
 - Agua destilada.
31. Clasifique las siguientes mezclas como *heterogéneas* u *homogéneas*.
- Tierra.
 - Mayonesa.
 - Aderezo para ensaladas tipo italiano.
 - La madera con la que está construido el escritorio en el cual está trabajando.
 - La arena de la playa.
32. Clasifique las siguientes mezclas como *homogéneas* o *heterogéneas*.
- Gasolina.
 - Un tarro de frijolitos de dulce.
 - Crema de cacahuete con trocitos del mismo.
 - Margarina.
 - El papel en el cual está impresa esta pregunta.

● 3.5 Separación de mezclas

PREGUNTAS

33. Describa cómo podría emplearse el proceso de *destilación* para separar una solución en las sustancias que la componen. Dé un ejemplo.
34. Describa cómo podría emplearse el proceso de *filtración* para separar una mezcla en sus componentes. Dé un ejemplo.
35. En un experimento común del laboratorio de química general se pide a los estudiantes que determinen la cantidad relativa de ácido benzoico y carbón en una mezcla sólida. El ácido benzoico es relativamente soluble en agua caliente, pero el carbón no. Diseñe un método para separar los dos componentes de esta mezcla.
36. Describa el proceso de destilación que se ilustra en la figura 3.6. ¿Constituye un cambio químico o físico la separación mediante destilación de los componentes de una mezcla?

● 3.6 Energía, temperatura y calor

PREGUNTAS

37. ¿Cómo se define la *energía*?
38. Dos unidades de energía que se emplean de manera común son la *caloría* y el *joule*. ¿Qué unidad representa mayor cantidad de energía?
39. Describa lo que ocurre con las moléculas en una muestra de hielo cuando ésta se calienta lentamente hasta que se diluye y después se evapora.
40. Considere una muestra de *vapor* (agua en estado gaseoso) a 150 °C. Describa lo que ocurre con las moléculas de la muestra a medida que ésta se enfría lentamente hasta que se disuelve y después se solidifica.

● 3.7 Cálculo de los cambios de energía

PREGUNTAS

41. Las sustancias metálicas tienden a tener capacidad calorífica (más alta/más baja) que las sustancias no metálicas.
42. La cantidad de energía necesaria para modificar la temperatura de una muestra se calcula obteniendo el producto de la masa de la muestra, por la capacidad calorífica específica de la muestra, y el cambio de _____ que experimenta la muestra.
43. Se requieren 654 J de energía para calentar 5.51 g de una muestra de agua, ¿qué cantidad de energía se requerirá para calentar 55.1 g de agua por la misma cantidad?
44. Se requieren 526 J de energía para calentar 7.40 g de agua a 17 °C, ¿qué cantidad de calor se necesitará para calentar 7.40 g de agua a 55 °C?

45. Transforme las siguientes cantidades de calorías o kilocalorías a joules y kilojoules. (Recuerde: kilo significa 1 000.)
 a) 75.2 kcal c) 1.41×10^3 cal
 b) 75.2 cal d) 1.41 kcal
46. Transforme las siguientes cantidades de kilojoules en kilocalorías. (Recuerde: kilo significa 1 000.)
 a) 462.4 kJ c) 1.014 kJ
 b) 18.28 kJ d) 190.5 kJ
47. Transforme las siguientes calorías en kilocalorías.
 a) 7 518 cal c) 1 cal
 b) 7.518×10^3 cal d) 655 200 cal
48. Transforme las siguientes kilocalorías en calorías.
 a) 12.30 kcal c) 940 000 kcal
 b) 290.4 kcal d) 4 201 kcal
49. Transforme las siguientes cantidades de joules (J) en kilojoules (kJ). (Recuerde: kilo significa 1 000.)
 a) 243 000 J c) 0.251 J
 b) 4.184 J d) 450.3 J
50. Realice las conversiones que se indican.
 a) 76.52 cal a kilojoules.
 b) 7.824 kJ a kilocalorías.
 c) 489.4 J a calorías.
 d) 1.598×10^4 J a kilocalorías.
51. Realice las siguientes conversiones.
 a) 89.74 kJ a kilocalorías.
 b) 1.756×10^4 J a kilojoules.
 c) 1.756×10^4 J a kilocalorías.
 d) 1.00 kJ a calorías.
52. Si se aplican 72.4 kJ de calor a un bloque de metal de 952 g, la temperatura de éste aumenta 10.7 °C. Calcule la capacidad calorífica específica del metal en J/g °C.
53. Calcule la energía necesaria en joules y calorías para calentar 29.2 g de aluminio de 27.2 °C a 41.5 °C. Consulte la tabla 3.2.
54. Una muestra dada de hierro requiere 562 J para que su temperatura se eleve de 25.0 °C a 50.0 °C. ¿Cuál es la masa de esta muestra de hierro? Consulte la tabla 3.2.
55. Si se aplican 100 J de energía calorífica a una muestra de 25 g de mercurio, ¿cuántos grados se elevará la temperatura de la muestra de mercurio? Consulte la tabla 3.2.
56. Calcule la cantidad de calor que se necesita para elevar la temperatura de 852.5 g de hierro de 40.1 °C a 75.5 °C.
57. La capacidad calorífica específica de la plata es 0.24 J/g °C. Exprésela en términos de calorías por gramo por grado centígrado.
58. La capacidad calorífica específica del oro es 0.13 J/g °C. Calcule la capacidad calorífica específica del oro en cal/g °C.
59. Suponga que tiene muestras de oro, hierro y aluminio, todas de la misma masa. Si se aplica la misma cantidad de energía calorífica a cada una de las muestras, ¿qué muestra de metal adquirirá la temperatura más alta? ¿Cuál tendrá la temperatura más baja?
60. Si las temperaturas de muestras distintas de 25.0 g de oro, mercurio y carbón deben elevarse 20. °C, ¿qué cantidad de calor (en joules) será necesario aplicar a cada sustancia?
61. Una muestra de 5.00 g de las sustancias que se mencionan en la tabla 3.2 se calentó de 25.2 °C a 55.1 °C y requirió 133 J para ello. ¿De qué sustancia se trata?
62. Una muestra de 35.2 g del metal Z requiere 1 251 J de energía para que la muestra se caliente 25.0 °C. Calcule la capacidad calorífica específica del metal Z.

PROBLEMAS ADICIONALES

63. Se vierte granalla de hierro y azufre en polvo en un recipiente a temperatura ambiente se obtiene una _____ simple. Si el hierro y el azufre se calientan hasta que se realiza una reacción química entre ellos se forma un _____ .
64. Se funde la sustancia pura X y el líquido se coloca en un aparato de electrólisis como el de la figura 3.3. Al hacer pasar una corriente eléctrica por el líquido se forma un sólido color marrón en una cámara y un sólido de color blanco en la otra. ¿Es un elemento o un compuesto la sustancia X?
65. Se calienta un pedazo de gis para pizarrón de color blanco y de gran dureza con una flama. La masa del pedazo de gis disminuye y posteriormente se despedaza formando un polvo blanco muy fino. ¿Este cambio sugiere que el gis está formado por un elemento o por un compuesto?
66. Durante un invierno muy frío la temperatura puede permanecer por debajo del punto de congelación durante periodos prolongados. Sin embargo, la nieve que cae desaparece a pesar de que no pueda fundirse. Esto se debe a que un sólido puede vaporizarse directamente sin pasar por el estado líquido. Diga si este proceso (sublimación) constituye un cambio físico o químico.
67. Realice las conversiones que se indican a continuación.
 a) 4.52 cal a kilocalorías.
 b) 5.27 kcal a joules.
 c) 852 000 cal a kilojoules.
 d) 352.4 kcal a kilojoules.
 e) 5.72 kJ a calorías.
 f) 4.52×10^3 J a kilojoules.
68. Calcule la cantidad de energía necesaria (en joules) para calentar 2.5 kg de agua de 18.5 °C a 55.0 °C.

78 Capítulo 3 Materia y energía

69. Si se aplican 10 J de calor a muestras de 5.0 g de cada una de las sustancias que se mencionan en la tabla 3.2, ¿la temperatura de cuál sustancia será la más alta? ¿La temperatura de cuál sustancia será la más baja?
70. Se calienta una muestra de 5 g de aluminio con una muestra de 5 g de hierro en un baño de agua en ebullición en tubos de ensayo distintos. A continuación, éstos se colocan juntos en un vaso de precipitados que contiene hielo. ¿Qué metal perderá más calor durante el enfriamiento?
71. El hidrógeno desprende 120. J/g de energía cuando se quema en la atmósfera de oxígeno, y el metano desprende 50. J/g en las mismas circunstancias. Si se quema una mezcla de 5.0 g de hidrógeno y 10. g de metano y el calor liberado es transferido a 500. g de agua a 25 °C, ¿qué temperatura final alcanzará el agua?
72. Una muestra de 5.00 g de granalla de aluminio y 10.00 g de granalla de hierro se colocan juntas en un tubo de ensayo seco y éste se calienta en un baño de agua en ebullición a 100. °C. A continuación, la mezcla de hierro y aluminio calientes se vierte en 97.3 g de agua a 22.5 °C. ¿Hasta qué temperatura final se calienta el agua a causa de los metales?
73. Una muestra de 50.0 g de agua a 100. °C se vierte en una muestra de 50.0 g a 25 °C. ¿Cuál será la temperatura final del agua?
74. Una muestra de 25.0 g de hierro puro a 85 °C se vierte sobre 75 g de agua a 20. °C. ¿Cuál es la temperatura final de la mezcla de agua y hierro?
75. Discuta las semejanzas y diferencias entre un líquido y un gas.
76. En las sustancias gaseosas, las moléculas individuales se encuentran relativamente (cercanas/distantes) y se mueven con rapidez, libremente y al azar.
77. El hecho de que las soluciones del cromato de potasio sean de color amarillo brillante es un ejemplo de una propiedad _____.
78. El hecho de que la sustancia sulfato de cobre (II) pentahidratado se combine con amoníaco en solución formando un nuevo compuesto es un ejemplo de una propiedad _____.
- (Para los ejercicios 79 y 80.) Las soluciones que contienen iones cobre (II) son de color azul brillante. Cuando se agrega hidróxido de sodio a esta solución se forma un sólido de color azul mucho más pálido que la solución original de iones cobre (II).
79. El hecho de que una solución que contenga iones cobre (II) sea color azul brillante es una propiedad _____.
80. El hecho de que se realice una reacción cuando se agrega hidróxido de sodio a una solución de iones cobre (II) es una propiedad _____.
81. Los procesos de fusión y evaporación incluyen cambios en la _____ de una sustancia.
82. _____ es el proceso para que se realice una reacción química haciendo pasar una corriente eléctrica a través de una sustancia o solución.
83. Clasifique los siguientes incisos como propiedades/cambios *físicos* o *químicos*.
- La leche se cuaja cuando se le agregan algunas gotas de limón.
 - La mantequilla se enrancia si se deja expuesta a temperatura ambiente.
 - El aderezo para ensaladas se separa en capas cuando reposa.
 - La leche de magnesia neutraliza el ácido estomacal.
 - Las partes de acero del automóvil tienen manchas de óxido.
 - Una persona se asfixia cuando respira monóxido de carbono.
 - El ácido sulfúrico que se derrama sobre la página de un cuaderno ocasiona que éste se carbonice y desintegre.
 - El sudor enfría el cuerpo a medida que se evapora de la piel.
 - La aspirina reduce la fiebre.
 - El aceite produce una sensación resbalosa.
 - El alcohol se quema formando dióxido de carbono y agua.
84. Clasifique las siguientes mezclas como *homogéneas* o *heterogéneas*.
- La clase de estudiantes de nuevo ingreso de la escuela.
 - La salsa.
 - El puré de papas.
 - La sopa de crema de tomate.
 - La sopa de crema de champiñones.
85. Clasifique las siguientes mezclas como *homogéneas* o *heterogéneas*.
- Tierra para macetas.
 - Vino blanco.
 - Su cajón de calcetines.
 - El vidrio de la ventana.
 - Granito.
86. Se necesitan 4.5 J de energía para calentar 5.0 g de aluminio de 25 °C a cierta temperatura más alta; por lo tanto, se requerirán _____ J para calentar 10. g de aluminio el mismo intervalo de temperatura.
87. Se necesitan 103 J de energía para calentar cierta masa de hierro de 25 °C a 50. °C; entonces se requerirán _____ J para calentar la misma masa de hierro de 25 °C a 75 °C.
88. Transforme las siguientes cantidades de calorías/kilocalorías a joules (J).
- 44.21 cal
 - 162.4 cal
 - 3.721×10^3 cal
 - 146.2 kcal
89. Transforme las siguientes cantidades de joules/kilojoules a kilocalorías.
- 52.18 kJ
 - 4.298 J
 - 5.433×10^3 J
 - 455.9 kJ
90. Realice las siguientes conversiones.
- 5.442×10^4 J a kilojoules.
 - 5.442×10^4 J a calorías.
 - 352.6 kcal a kilojoules.
 - 17.24 kJ a kilocalorías.
91. Calcule la energía que se requiere para calentar 25.0 g de oro de 20.0 °C a 75.0 °C. Exprese su respuesta en joules, kilojoules, calorías y kilocalorías.

92. Calcule la energía necesaria (en joules) para calentar 75 g de agua de 25 °C a 39 °C.
93. Si se calienta una muestra de 37.5 lb de aluminio de 22.1 °F a 85.2 °F, ¿qué cantidad de energía absorbe el aluminio?
94. Para cada una de las sustancias que se mencionan en la tabla 3.2, calcule la cantidad de calor que se necesita para calentar 150. g de la sustancia por 11.2 °C.
95. Suponga que tienen muestras de 10.0 g de cada una de las sustancias de la tabla 3.2 y que se aplica 1.00 kJ de calor a cada una de ellas. ¿Qué cantidad aumentará la temperatura de cada muestra?
96. Una muestra de 125 g de un metal desconocido requiere 1.351 kJ de energía para calentarse de 25.0 °C a 112.1 °C. Calcule la capacidad calorífica específica del metal desconocido.

REPASO ACUMULATIVO DE LOS CAPÍTULOS 1 a 3

PREGUNTAS

- En los ejercicios del capítulo 1 del presente texto se le pidió su *propia* definición de lo que representa la química. Tras haber leído algunos capítulos de este libro, ¿se ha modificado esta definición? ¿Aprecia mejor lo que hacen los químicos? Explique su respuesta.
- Al principio de este texto se presentaron algunos de los métodos más recomendables para aprender química. Es probable que al *iniciar* su estudio de la química haya intentado estudiarla como si fuese cualquier otra materia (tomando notas en el salón de clases, leyendo el texto, memorizando hechos, etc.). Discuta por qué la capacidad para clasificar y analizar hechos, así como la capacidad para plantear y resolver problemas son mucho más importantes en el aprendizaje de la química.
- En el capítulo 1 usted aprendió la manera fundamental con la cual los científicos analizan los problemas, proponen modelos para explicar los sistemas bajo consideración y después realizan experimentos para probar sus modelos. Suponga que tiene una muestra de material líquido. Usted no sabe si el líquido es un *compuesto* puro (por ejemplo, agua o alcohol) o una *solución*. ¿Cómo podría aplicar el método científico para estudiar el líquido y determinar qué tipo de material es?
- Aun cuando muchos estudiantes universitarios no eligen un curso de química cuando no es una materia obligatoria de su plan de estudios, ¿comprende por qué motivo la química es un curso obligatorio para la carrera que eligió estudiar?
- En el capítulo 2 del presente texto se introdujo el Sistema Internacional (SI) de medidas. ¿Cuáles son las unidades fundamentales de ese sistema para masa, distancia, tiempo y temperatura? ¿Cuáles son algunos de los múltiplos y subdivisiones comunes de estas unidades fundamentales? ¿Por qué supone usted que el sistema métrico se emplea prácticamente en todo el mundo excepto en Estados Unidos? ¿Por qué cree usted que en Estados Unidos se niegan a adoptar este sistema? ¿Considera que Estados Unidos debería *adoptar* este sistema? Exponga los motivos por los cuales cree que *debería* o no hacerlo.
- La mayoría de las personas consideran la ciencia como una disciplina específica y exacta que cuenta con la respuesta “correcta” para cada problema. Sin embargo, se introdujo el concepto de *incertidumbre* en las mediciones científicas. ¿Qué significa “incertidumbre”? ¿Cómo entra la incertidumbre a las mediciones? ¿Cómo se *indica* la incertidumbre en las mediciones científicas? ¿Es posible eliminar en algún momento y de manera total la incertidumbre de los experimentos? Explique su respuesta.
- Después de haber estudiado algunos capítulos del presente texto, y quizá tras haber realizado algunos experimentos de laboratorio y resuelto algunas pruebas rápidas de química, probablemente esté harto de escuchar el término *cifras significativas*. La mayoría de los profesores de química conceden mucha importancia a las cifras significativas. ¿Por qué en esta ciencia es tan importante reportar el número correcto de cifras significativas? Resuma las reglas para decidir si la cifra de un cálculo es “significativa”. Resuma las reglas para el redondeo de números. Resuma las reglas para realizar operaciones aritméticas con el número correcto de cifras significativas.
- Es probable que en este curso de química haya sido la primera vez que usted se topó con el método de *análisis dimensional* para resolver problemas. Explique qué significa un *factor de conversión* y una *equivalencia*. Dé un ejemplo cotidiano de cómo podría aplicar el análisis dimensional para resolver un problema sencillo.
- En el texto se han estudiado varias escalas de temperatura. Describa las escalas de temperatura Fahrenheit, Celsius y Kelvin. ¿Cómo se definen estas escalas? ¿Por qué se definen así? ¿Cuál de estas escalas de temperatura es la más fundamental? ¿Por qué?
- ¿Qué es la *materia*? ¿De qué está formada? ¿Cuáles son algunos de los distintos tipos de materia? ¿En qué difieren estos tipos de materia y en qué se parecen?
- ¿Cuál es la diferencia entre una propiedad química y una propiedad física? Dé ejemplos de cada una. ¿Cuál es la diferencia entre un cambio químico y un cambio físico? Proporcione ejemplos de cada uno.
- ¿Qué es un *elemento* y qué es un *compuesto*? Dé ejemplos de cada uno. ¿Qué significa cuando un compuesto tiene *composición constante*? ¿Tendrá la misma composición y propiedad de las muestras de un compuesto específico en este sitio y en otra parte del mundo?
- ¿Qué es una *mezcla*? ¿Qué es una *disolución*? ¿En qué difieren las mezclas de las sustancias puras? ¿Cuáles son algunas de las técnicas que hacen posible descomponer las mezclas en sus componentes?
- ¿Cómo se define el concepto de *energía*? ¿Cuáles son algunas *unidades* comunes de energía, y cómo se definen? ¿Qué significa el término *capacidad calorífica específica* de un material? ¿Cómo se emplea la capacidad calorífica específica para medir los cambios de energía en procesos?

PROBLEMAS

15. En cada uno de los siguientes casos realice la conversión que se indica.
- 144 400 a notación científica estándar
 - 3.489×10^{-3} a notación decimal común
 - 125.2×10^3 a notación científica estándar
 - 5.22×10^2 a notación decimal común
 - 0.001781×10^{-3} a notación científica estándar
 - 25.1×10^0 a notación decimal común
16. En cada uno de los siguientes casos realice las conversiones que se indican.
- 2.4 L a cuartos
 - 785.2 g a libras
 - 785.2 g a kilogramos
 - 7 521 m a millas
 - 25.2 cm a metros
 - 451 mL a litros
 - 6.45 m a pies
 - 125.5 cm a pulgadas
 - 6.29 pulgadas a pies
 - 4.62 onzas a pulgadas
17. Evalúe cada una de las siguientes expresiones matemáticas, asegurándose de expresar la respuesta con el número correcto de cifras significativas.
- $10.20 + 4.1 + 26.001 + 2.4$
 - $(1.091 - 0.991) + 1.2$
 - $(4.06 + 5.1)(2.032 - 1.02)$
 - $(67.21)(1.003)(2.4)$
 - $[(7.815 + 2.01)(4.5)]/(1.9001)$
 - $(1.67 \times 10^{-9})(1.1 \times 10^{-4})$
 - $(4.02 \times 10^{-4})(2.91 \times 10^3)/(9.102 \times 10^{-1})$
 - $(1.04 \times 10^2 + 2.1 \times 10^1)/(4.51 \times 10^3)$
 - $(1.51 \times 10^{-3})^2/(1.074 \times 10^{-7})$
 - $(1.89 \times 10^2)/[(7.01 \times 10^{-3})(4.1433 \times 10^4)]$
18. Realice las siguientes conversiones de temperatura.
- -40°C a grados Fahrenheit
 - 577 K a grados Celsius
 - 225°F a grados Celsius
 - -158°C a kelvins
 - 25.9°F a grados Celsius
 - 25.9°C a grados Fahrenheit
19. Con la siguiente información de masa, volumen y densidad, calcule la cantidad faltante.
- masa = 121.4 g; volumen = 42.4 cm^3 ; densidad = ? g/cm^3
 - masa = 0.721 lb; volumen = 241 cm^3 ; densidad = ? g/cm^3
 - masa = ? g; volumen = 124.1 mL; densidad = 0.821 g/mL
 - masa = ? g; volumen = 4.51 L; densidad = 1.15 g/cm^3
 - masa = 142.4 g; volumen = ? mL; densidad = 0.915 g/mL
 - masa = 4.2 lb; volumen = ? cm^3 ; densidad = 3.75 g/cm^3
20. Para cada una de las siguientes cantidades de energía, realice la transformación que se indica.
- 425 J a kilojoules
 - 425 J a calorías
 - 425 J a kilocalorías
 - 78.5 kcal a joules
 - 78.5 kcal a kilojoules
 - 78.5 kcal a calorías
21. Calcule la *masa* (en gramos) de cada una de las siguientes sustancias, y que podría calentarse en el rango de temperatura indicado al aplicar exactamente 1.0 kJ de energía.
- Agua, de 15°C a 42°C
 - Hierro, de 25°C a 125°C
 - Carbón, de -10°C a 47°C
 - Oro, de 56°F a 75°F
 - Plata, de 289 K a 385 K
 - Aluminio, de -10°C a 85°F