

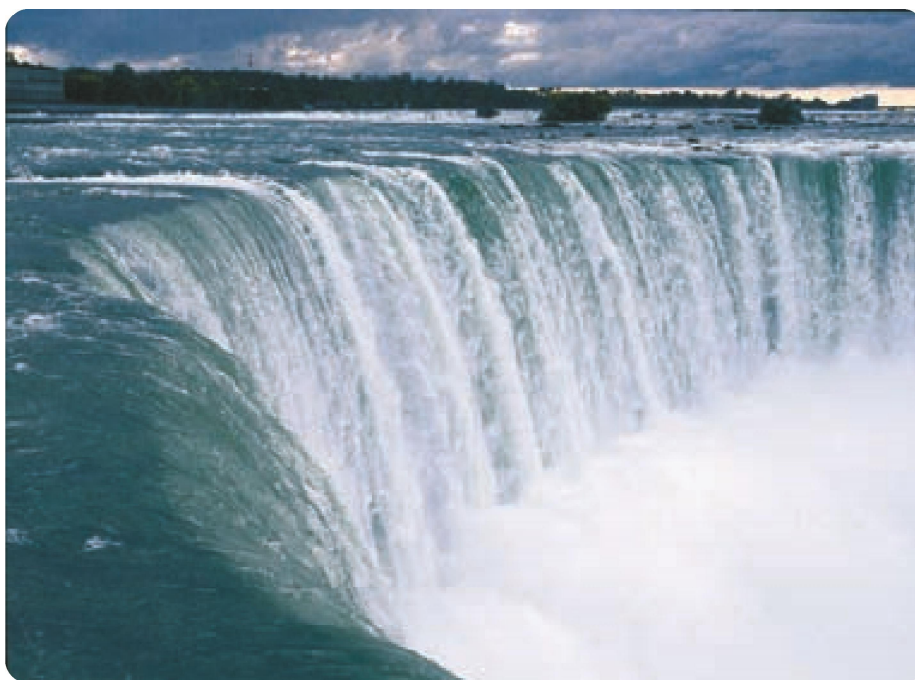
capítulo

2

CONTENIDO

- 2.1 Materia
- 2.2 La materia tiene estados
- 2.3 Elementos y compuestos
- 2.4 Sustancias puras y mezclas
- 2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos
- 2.6 Ley de conservación de la masa
- 2.7 Energía y cambio químico
- 2.8 Ley de conservación de la energía
- 2.9 Conversión de materia en energía

Materia y energía



Las cataratas del Niágara ofrecen un ejemplo impresionante de la materia y la energía. Cada segundo se precipitan 6.0 millones de litros de agua por esta caída. Las cataratas del Niágara, situadas en la frontera entre Canadá y Estados Unidos, separan el lago Erie del lago Ontario.

“ ¿Qué es eso?” Ésta es una de las primeras preguntas que hacemos casi todos en la época en que aprendemos a andar, al tiempo que señalamos diversos objetos. Cuando el pequeño señala una pelota, un globo, una cuchara u otra cosa, por lo general queda satisfecho al escuchar el nombre del objeto, aunque tal vez quiera examinarlo también. Las preguntas básicas acerca de la constitución (composición) química no se plantean en esa edad. A medida que el pequeño crece, cada vez hace menos preguntas. Queremos despertar de nuevo tu interés para que formules las preguntas básicas acerca de la composición y naturaleza de todo lo que hay en nuestro mundo físico. No hay preguntas “tontas”. No titubees en hacerte a ti mismo y a los demás las preguntas más elementales a lo largo de tu estudio de estos fundamentos de la química.

2.1 Materia

Podemos describir la materia simplemente como la “sustancia” de la que están hechas todas las cosas materiales del universo. El agua, la sal, la arena, el azúcar, el acero, las estrellas, e incluso los gases presentes en el aire, se componen de materia. Por definición, la **materia** es todo lo que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. De hecho, la **química** es la ciencia que estudia la materia y los cambios que ésta experimenta.

La **masa** es una medida de la cantidad de materia. Incluso el aire tiene masa, pero quizá sólo te das cuenta de ello cuando caminas contra un viento fuerte. Solemos confundir la masa con el peso. El **peso** es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masa y no puede ser articulado.

La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y de su tamaño. Durante la mayor parte de su historia, la especie humana estuvo restringida a la superficie del planeta Tierra, que ejerce una fuerza gravitatoria relativamente constante sobre un objeto dado; por esta razón, los términos *masa* y *peso* se utilizaban en general de manera indistinta. Cuando se inició la exploración del espacio, no obstante, las claras diferencias entre la masa y el peso se hicieron más evidentes y fáciles de describir. La masa de un astronauta en la Luna es la misma que su masa en la Tierra. La cantidad de materia que lo constituye no cambia. El *peso* del astronauta en la Luna, sin embargo, es sólo una sexta parte de su peso en la Tierra, porque la atracción que la Luna ejerce es seis veces menor que la atracción de la Tierra. El peso cambia con la gravedad (Fig. 2.1), pero la masa no.

EJEMPLO 2.1 Masa y peso

Cierta astronauta tiene una masa de 65 kilogramos (kg). Compara la masa y el peso del astronauta en cada uno de los siguientes entornos gravitatorios que se indican.

- (a) La Luna, con una gravedad de 0.17 veces la gravedad de la Tierra,
- (b) la Tierra,
- (c) el espacio,
- (d) Marte, con una gravedad de 0.38 veces la gravedad de la Tierra.

SOLUCIÓN

La masa del astronauta no cambia: es la misma en todos los ambientes. El peso del astronauta es máximo en el ambiente con la mayor atracción gravitatoria.



Figura 2.1 El astronauta James Bagian flotando en condiciones de ingravidez dentro del módulo LS-1 abordo del transbordador Columbia.

- (a) En la Luna, el peso del astronauta ocuparía el tercer lugar en orden descendente, después de la Tierra y Marte.
- (b) En la Tierra, el peso del astronauta sería el más grande porque la gravedad es máxima.
- (c) En el espacio, el peso del astronauta sería prácticamente cero.
- (d) El peso del astronauta en Marte sería el segundo más grande, porque la gravedad es aquí la segunda más intensa.

EJERCICIO 2.1

Véanse los problemas 2.1 - 2.6.

- (a) Explica por qué tu peso en Marte sería diferente de tu peso en la Tierra.
- (b) ¿Cuánto pesaría en Marte?

2.2 La materia tiene estados



Figura 2.2 Agua en tres estados: sólido (hielo), líquido y gaseoso (vapor). Cuando el agua se evapora a temperatura ambiente, al gas que se forma se le llama vapor de agua.

■ La expresión “nivel atómico” se refiere al nivel submicroscópico invisible en el que se detectan las partículas individuales más pequeñas del material.

Según su temperatura, una muestra de materia puede ser un sólido, un líquido o un gas. Estas tres formas de la materia se conocen como **estados de la materia**, o simplemente **estados físicos**. En el caso del agua, sus diferentes estados físicos suelen designarse con distintos nombres. Al agua sólida se le llama **hielo**. Si se calienta lo suficiente, el hielo se funde y se convierte en agua **líquida**. Si se continúa calentando, el agua hierve y se produce un gas al que llamamos **vapor de agua**, invisible a altas temperaturas. La nube que aparece encima del pico de una tetera o de un recipiente con agua hirviendo contiene gotitas de agua líquida condensada (Fig. 2.2).



Al enfriar el vapor, éste se **condensa**; es decir, vuelve a ser líquido. Al reducir la temperatura del agua líquida lo suficiente, el agua se **congela** y forma hielo. Así pues, el estado físico de la materia depende de la temperatura.

Un **sólido** tiene forma y volumen definidos. Muchos sólidos son *crystalinos*: tienen una forma tridimensional definida con superficies que forman ángulos específicos unas con otras. Por ejemplo, el cloruro de sodio, que es la sal de mesa ordinaria, o sal común, cristaliza en una forma cúbica con superficies (caras) que forman ángulos de 90° (Fig. 2.3). Un cristal se parte o divide cuando se le golpea en ciertos ángulos, de tal modo que los fragmentos conservan la misma forma característica.

Las propiedades de los sólidos se explican en el nivel atómico ■ en términos de una disposición definida y regular de las partículas individuales, diminutas e invisibles, que constituyen el sólido (Fig. 2.4a). Esta disposición se conoce como matriz o red cristalina. Las partículas, estrechamente empaquetadas, se mantienen juntas por efecto de fuerzas de atracción. Las partículas de un sólido tienen poco movimiento: sólo una ligera vibración dentro de la red cristalina. En el capítulo 13 se analizan con más detenimiento las estructuras de los sólidos cristalinos.

A diferencia de los sólidos, los **líquidos** adoptan la forma del recipiente que los contiene, a excepción de la superficie superior que, en general, es plana. Al igual que los sólidos, sin embargo, los líquidos conservan un volumen casi constante. Si tienes una bebida gaseosa de 375 mililitros (mL), tendrás ese volumen ya sea que la bebida esté en una lata, en una botella, o extendida en un charco en el piso, lo que pone de manifiesto otra propiedad de los líquidos. A diferencia de los sólidos, los líquidos fluyen, pero unos lo hacen con más facilidad que otros. La **viscosidad** de un líquido es una medida de su resistencia al flujo, y es una de las propiedades especiales de cada líquido. Los líquidos viscosos, como la miel, fluyen con lentitud; el agua y el alcohol, que son poco viscosos, fluyen mucho más aprisa.

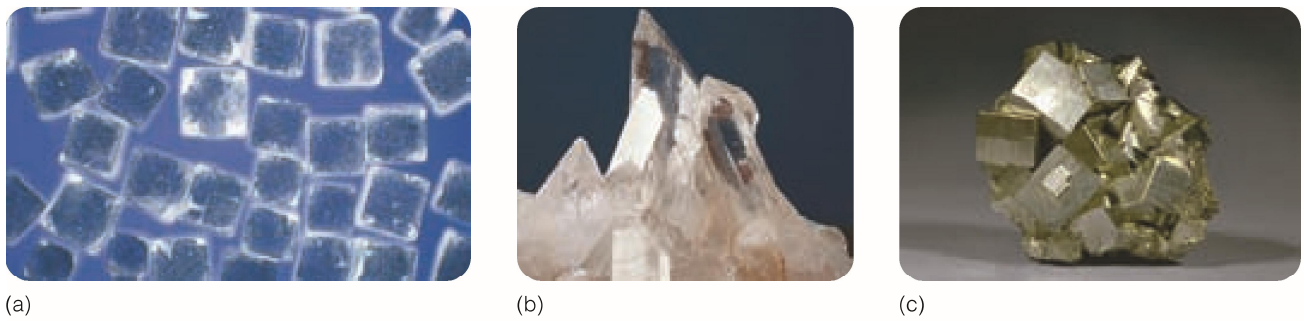


Figura 2.3 Algunos sólidos cristalinos a temperatura ambiente. (a) Cloruro de sodio (sal común); (b) dióxido de silicio (cuarzo), presente en la arena; (c) sulfuro de hierro (pirita).

El agua y el alcohol son dos líquidos **miscibles**. Esto significa que se *disuelven* el uno en el otro. Es posible mezclarlos en cualquier proporción, y permanecen mezclados sin separarse en capas. El aceite vegetal y el agua son dos líquidos **inmiscibles**. Cuando se agitan juntos, dos líquidos **inmiscibles** forman una mezcla turbia que contiene gotas pequeñísimas de uno de ellos visiblemente suspendidas en el otro. Si se dejan en reposo, los líquidos **inmiscibles** se separan en dos capas distintas (Fig. 2.5).

Al observar un líquido que fluye, puedes hacerte una idea de lo que ocurre en el nivel atómico si te imaginas las partículas individuales más pequeñas deslizándose y resbalando unas sobre otras. Las partículas individuales de un líquido están próximas entre sí, y sus atracciones mutuas son bastante intensas; sin embargo, tienen libertad de movimiento. Por ejemplo, las partículas diminutas de aceite o agua se juntan para formar gotitas visibles. Los sólidos y los líquidos son prácticamente **incompresibles** porque hay poco espacio entre sus partículas individuales (véase la Fig. 2.4b).

Los **gases** no tienen forma ni volumen definidos, sino que adoptan la forma y el volumen del recipiente que ocupan. Infla parcialmente un globo y amárralo. Apriétalo en un lugar y observa cómo fluye el gas hacia zonas menos restringidas. Los gases se expanden hasta llenar totalmente el recipiente que ocupan, pero también es posible comprimirlos para introducirlos en recipientes pequeños. Por ejemplo, se puede comprimir aire e introducirlo en un tanque de acero para que lo utilice un buzo, bajo el agua, durante cierto tiempo. Los gases también se **difunden** con rapidez; es decir, se mezclan con otros gases al desplazarse para llenar el espacio disponible. Si alguien está horneando pan, el

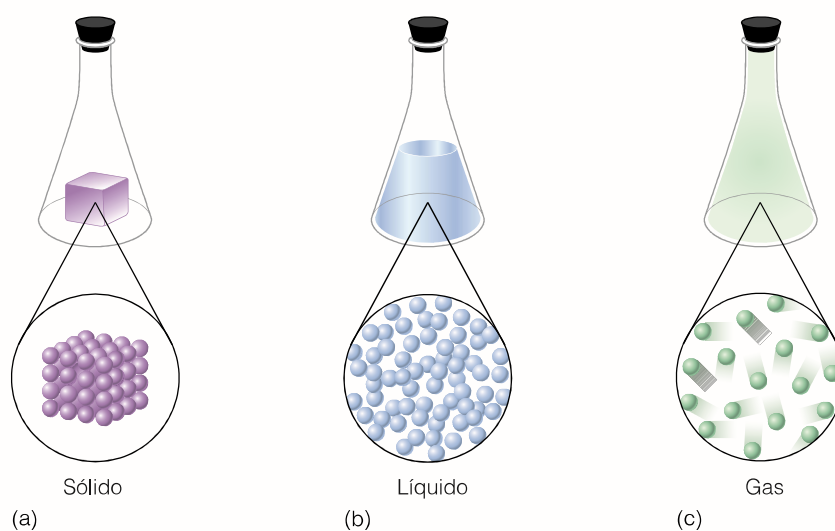


Figura 2.4 Los sólidos, los líquidos y los gases, los tres estados de la materia, tienen propiedades visibles y partículas invisibles. (a) En el caso de los sólidos, las partículas están en contacto y están ordenadas en un patrón fijo, como manzanas o naranjas cuidadosamente apiladas en la tienda de abarrotes. (b) En los líquidos, las partículas están en contacto pero se mueven libremente como cuentas en una botella. (c) En los gases, las partículas están muy separadas unas de otras y se desplazan con rapidez y al azar, como jefenes o moscas en una habitación.

Figura 2.5 El aceite vegetal y el agua son inmiscibles. (a) El aceite vegetal y el agua se mezclan al agitarse vigorosamente. (b) Luego de estar en reposo se forman capas separadas, con el aceite encima y el agua en el fondo.

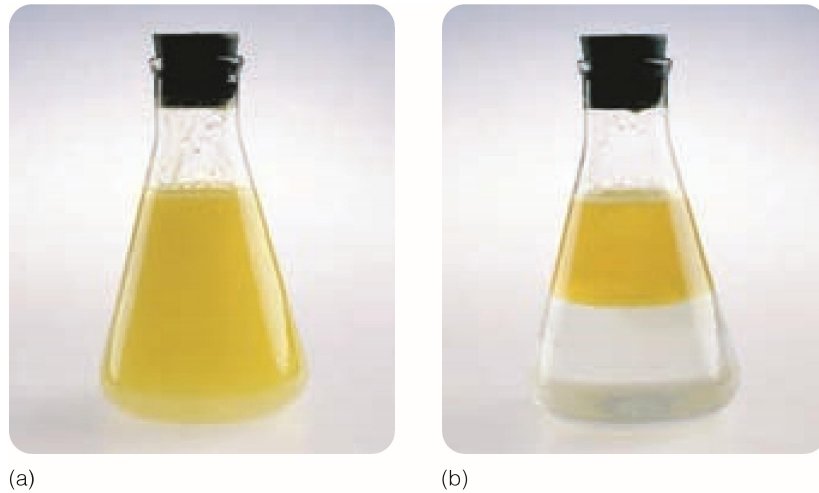


Figura 2.6 Los globos se inflan parcialmente con helio gaseoso.

agradable aroma impregna rápidamente el área. Si abres un tanque de amoníaco gaseoso en una habitación, el irritante olor se extenderá muy pronto por todo el cuarto.

Visualiza, en el nivel atómico, las partículas de gas que se desplazan cada una de forma independiente, con mucho espacio entre ellas (Fig. 2.4c). Imagina que las partículas rebotan en las paredes de un globo y ejercen la fuerza suficiente para impedir que el globo se contraiga (Fig. 2.6). A temperaturas más altas las partículas poseen más energía, lo que hace que el globo se expanda.

El aire es una mezcla de varios gases, entre ellos nitrógeno (78%), oxígeno (21%), un poco de argón (menos del 1%) y trazas de otros gases, como dióxido de carbono y neón y partículas contaminantes. El metano gaseoso es el componente principal del gas natural, un combustible de uso común en la calefacción doméstica en Estados Unidos y en muchos otros países.

En la tabla 2.1 se enumeran las propiedades específicas de los sólidos, líquidos y gases, y en la tabla 2.2 se muestran ejemplos comunes de cada estado.

EJEMPLO 2.2 Estados de la materia

Identifica el estado físico del osmateriales siguientes a temperatura ambiente.

- (a) oxígeno
- (b) vapor de agua
- (c) cerámica
- (d) alcohol

SOLUCIÓN

Consultar la tabla 2.2 si es necesario.

- (a) gas
- (b) gas
- (c) sólido
- (d) líquido

Tabla 2.1 Propiedades de los sólidos, líquidos y gases

Estado	Forma	Volumen	Compresibilidad	Propiedades submicroscópicas
Sólido	Definida	Definido	Insignificante	Partículas en contacto y estrechamente empaquetadas en matrices rígidas
Líquido	Indefinida	Definido	Muy poca	Partículas en contacto, pero móviles
Gaseoso	Indefinida	Indefinido	Alta	Partículas muy separadas e independientes unas de otras

Tabla 2.2 Algunos sólidos, líquidos y gases

Sólidos	Líquidos	Gases
Hielo o nieve*	Agua*	Vapor de agua*
Aluminio	Mercurio	Aire
Cobre	Gasolina	Helio
Sal	Aceite vegetal	Dióxido de carbono
Azúcar	Alcohol	Acetileno ■
Arena	Vinagre	Argón
Plomo	Aceite para motor	Criptón ■

*Hielo, nieve y vapor de agua son nombres comunes de formas diferentes de una misma sustancia: el agua.

■ El acetileno gaseoso es un combustible que se utiliza para soldar.

■ El criptón gaseoso se emplea ahora para llenar ciertas bombillas de linterna para una luz muy brillante.

EJERCICIO 2.2

Describe las diferencias en cuanto a la disposición de las partículas individuales presente en:

(a) un cubo de hielo, (b) un vaso de agua y (c) vapor de agua.

Véanse los problemas 2.7-2.12.

2.3 Elementos y compuestos

Una **sustancia pura** es una sustancia química particular compuesta de la misma clase de materia, con partículas del mismo tipo en toda su extensión, y puede ser un elemento o un compuesto.

Los **elementos** son las sustancias más fundamentales con las cuales se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es un **átomo**. Los átomos de un elemento sólido están organizados con arreglo a un patrón regular y son del mismo tipo. Todos los átomos de un trozo de cobre son átomos de cobre. Todos los átomos de un trozo de plata son átomos de plata. Los átomos de un elemento en particular no se pueden dividir en átomos más simples. El oro nunca ha sido descompuesto en átomos más simples, lo que demuestra que es un elemento.

Examina el interior de la portada de este libro; encontrarás lo que se conoce como una tabla periódica. Esta tabla contiene los símbolos de más de 100 elementos, la mayor parte de los cuales son poco comunes; tan sólo unos 10 elementos componen el 99% de todo lo que hay en la corteza terrestre. En el capítulo 4 examinaremos con más detenimiento a algunos elementos y sus propiedades.

Los **compuestos** son sustancias puras constituidas por elementos de dos o más tipos, combinados unos con otros en proporciones fijas. Cada compuesto tiene una fórmula química que indica las proporciones en que se combina cada elemento. La fórmula química del amoníaco es NH_3 , lo que indica que un átomo de nitrógeno está combinado con tres átomos de hidrógeno. Las propiedades de los compuestos son diferentes de las propiedades de los elementos individuales.

En un tiempo se pensó que el agua (Fig. 2.7a) era un elemento, pero ahora sabemos que es un compuesto formado por dos elementos, hidrógeno y oxígeno. La fórmula química del agua, H_2O , indica que dos átomos de hidrógeno están combinados con cada átomo de oxígeno. El agua se puede descomponer, en un laboratorio, en hidrógeno y oxígeno haciendo pasar una corriente eléctrica a través de ella. Un compuesto en particular tiene una proporción atómica específica y un porcentaje en masa específico de cada elemento del compuesto. Esto constituye un enunciado de la **ley de la composición definida**, también conocida como **ley de las proporciones definidas**.

La sal común (Fig. 2.7b) se puede descomponer fundiéndola primero y luego haciendo pasar una corriente eléctrica a través del líquido, para obtener los elementos sodio y cloro. La sal común es un compuesto, y tiene una composición definida: 39.3% de

Conexión con el aprendizaje

El capítulo 4 incluye una descripción más completa de los elementos y los átomos.



(a)



(b)

Figura 2.7 El agua (a) y la sal común (b) son compuestos.

sodio y 60.7% de cloro en masa. La tabla 2.3 presenta una lista de varios compuestos ordinarios y de los elementos que se han combinado para formar el compuesto. Advierte que no es de esperar que los compuestos se parezcan en modo alguno a los elementos presentes en el compuesto. Por el contrario, los compuestos tienen propiedades características únicas, diferentes de las propiedades de los elementos en cuestión. El ejemplo siguiente ilustra este punto.

EJEMPLO 2.3 Cómo distinguir entre elementos y compuestos

Explica cómo se puede distinguir fácilmente el cloruro de sodio (sal común) de los elementos que se combinaron para formar el compuesto. (Consulta la tabla 2.3 si no estás familiarizado con estas sustancias.)

SOLUCIÓN

La sal común (cloruro de sodio) es un compuesto cristalino blanco muy común que se emplea para sazonar. Se disuelve en agua. Los elementos, sodio y cloro (descritos en la tabla 2.3) no se parecen en nada al compuesto. El sodio es un metal sólido blando, plateado y reactivo; el cloro es un gas tóxico, de color amarillado.

EJERCICIO 2.3

Al sulfuro de hidrógeno gaseoso se le conoce también como gas de huevos podridos o gas de alcantarillado. Explica cómo se puede distinguir fácilmente este gas tóxico e incoloro, de olor desagradable, de los elementos que se combinan para formar el compuesto. (Véanse los problemas 2.13-2.22.)

Tabla 2.3 Composición de algunos compuestos comunes

Nombre del compuesto	Composición del compuesto	Comparación de propiedades
Agua	Hidrógeno y oxígeno	El hidrógeno y el oxígeno son gases, pero el agua es líquida a temperatura ambiente.
Azúcar de mesa	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (azúcar) es un sólido blanco de sabor dulce.
Sal común	Sodio y cloro	El sodio es un metal sólido plateado y reactivo, y el cloro es un gas tóxico de color verde pálido. La sal es un sólido cristalino blanco.
Amoníaco	Nitrógeno e hidrógeno	Los elementos son inodoros, pero el amoníaco tiene un olor intenso.
Alcohol etílico	Carbono, hidrógeno y oxígeno	El carbono puede ser un sólido negro; el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros. El compuesto (alcohol etílico) es un líquido incoloro e inflamable.
Sulfuro de hidrógeno	Hidrógeno y azufre	El hidrógeno es un gas incoloro e inodoro. El azufre es un sólido amarillo pálido. El compuesto (sulfuro de hidrógeno) es un gas incoloro con olor a huevos podridos.

2.4 Sustancias puras y mezclas

Toda muestra de materia se clasifica como sustancia pura o como mezcla. Una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. La composición de una sustancia pura es definida y fija. Por ejemplo, el agua pura es un compuesto; siempre contiene 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. El oro puro (de 24 quilates) es un elemento; es 100% oro. Tanto los elementos como los compuestos son *homogéneos*, esto es, son iguales en todas sus partes.

La composición de una mezcla puede variar. El jugo de naranja es una mezcla que contiene jugo, pulpa, agua y diversas sustancias químicas naturales y aditivos químicos, según la marca de jugo que compres (Fig. 2.8). Una lata de nueces de diferentes tipos también es una mezcla, en la que las proporciones de diversas nueces y cacahuete dependen de cuánto estés dispuesto a pagar por kilogramo. También es mezcla un pastel, una galleta, un vaso de té helado o un refresco de cola.

Como se muestra en la Fig. 2.9, las sustancias puras son elementos o compuestos, y las mezclas son *homogéneas* o *heterogéneas*. La combinación de nueces y el pastel son ejemplos de mezclas heterogéneas. El prefijo *hetero* significa “diferente”. Una **mezcla heterogénea** no tiene propiedades uniformes en toda su extensión; la composición de una zona (o fase) difiere de la composición de otra zona (o fase). Una mezcla de aceite y agua es otro ejemplo de mezcla heterogénea.

Una **mezcla homogénea** es uniforme en toda su extensión. Una **solución** es una mezcla homogénea; su composición y su apariencia son uniformes. Los sólidos como el azúcar y la sal se disuelven en agua y forman soluciones. Las mezclas de líquidos miscibles, como el alcohol y el agua, son soluciones; son uniformes en su totalidad. Casi todas las aleaciones metálicas, como el bronce, el latón y el acero, son soluciones de un sólido disuelto en otro sólido; son homogéneas. La tabla 2.4 muestra una lista de mezclas homogéneas (soluciones).



Figura 2.8 El jugo de naranja es una mezcla heterogénea que contiene fibras de pulpa y jugo.

EJEMPLO 2.4 Materiales heterogéneos y homogéneos

Clasifica los materiales siguientes como heterogéneos o homogéneos.

- (a) huevos revueltos (b) gasolina (c) madera
(d) latón (e) pizza

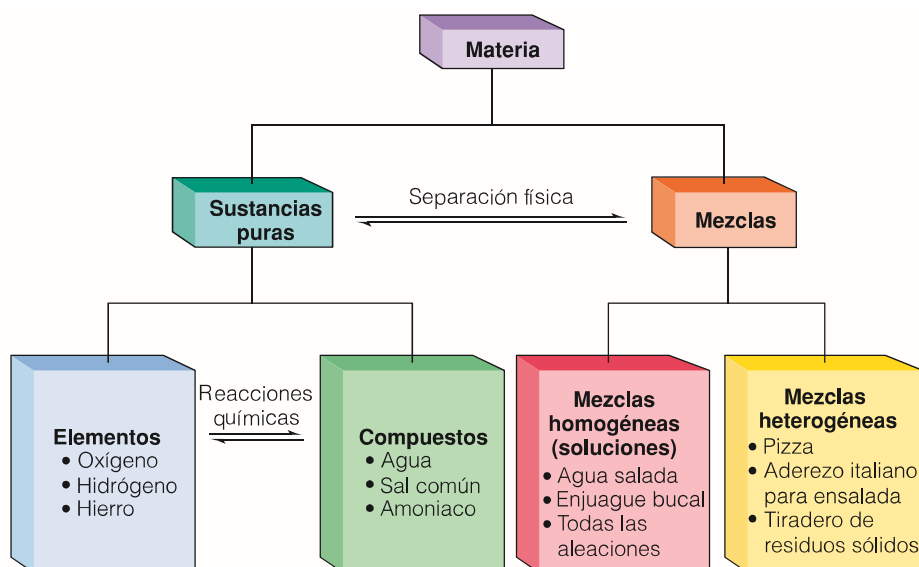


Figura 2.9 Clasificación de la materia.

Tabla 2.4 Algunas soluciones comunes (mezclas homogéneas)

Solución	Composición
Soluciones gaseosas	
Gas natural	Metano y pequeñas cantidades de otros gases
Aire	78.0% de nitrógeno, 20.9% de oxígeno, 0.9% de argón y trazas de dióxido de carbono y otros gases
Soluciones líquidas	
Alcohol para fricciones	70% de alcohol isopropílico y 30% de agua
Vino	De 10 a 12% de alcohol etílico
Cerveza	Aproximadamente 5% de alcohol etílico
Tintura de yodo	Yodo disuelto en alcohol
Soluciones sólidas (aleaciones)	
Latón	Cobre (aproximadamente 70%) y zinc (aproximadamente 30%)
Bronce	Cobre y estaño en diversas proporciones
Acero al alto carbono	1.0% de manganeso, 0.9% de carbono, 98.1% de hierro*
Acero inoxidable	18.0% de cromo, 8.0% de níquel, 0.2% de carbono, 73.8% de hierro*
Plata de ley	92.5% de plata con 7.5% de cobre
Oro amarillo (14 K)	58% de oro, 24% de plata, 17% de cobre, 1% de zinc
Oro amarillo (10 K)	42% de oro, 12% de plata, 40% de cobre, 6% de zinc

*Los porcentajes de composición del acero varían según la aplicación.

SOLUCIÓN

- (a) Los huevos revueltos son heterogéneos, pues algunas partes tienen más clara que otras.
- (b) La gasolina es una mezcla homogénea de diversos compuestos derivados del petróleo que son miscibles y están distribuidos uniformemente en toda la gasolina.
- (c) La madera es una mezcla heterogénea de celulosa, almidón y otros componentes.
- (d) El latón es una mezcla homogénea de cobre y zinc. (Véase la tabla 2.4.)
- (e) Una pizza es una mezcla heterogénea que contiene harina, aceites, agua, levadura, sal y otros ingredientes.

EJERCICIO 2.4

Véanse los problemas 2.23-2.32.

Clasifica las siguientes mezclas como homogéneas o heterogéneas.

- (a) perfume
- (b) sopa de verduras
- (c) acero inoxidable
- (d) un trozo de aluminio

2.5 Propiedades y cambios físicos y químicos

El azúcar, el agua y el aluminio son sustancias diferentes. Toda sustancia tiene propiedades específicas que no dependen de la *cantidad* de sustancia. Las propiedades que nos permiten identificar o caracterizar una sustancia, y distinguirla de otras sustancias, se llaman **propiedades características**. Estas se subdividen en dos categorías: propiedades físicas y propiedades químicas.

Las **propiedades físicas** características de una sustancia son aquellas que identifican la sustancia sin alterar su composición. El color, olor, densidad, punto de fusión, punto de



(a)



(b)

Figura 2.10 El aluminio es un metal dúctil (a) y maleable (b).

ebullición, dureza, lustre metálico (brillo), ductilidad, maleabilidad y viscosidad son todas propiedades físicas características (Fig. 2.10). Por ejemplo, cuando se calienta agua en un recipiente pequeño hasta su punto de ebullición, o si se hace lo mismo con un caldero muy grande, la temperatura a la que el agua hierve tiene el mismo valor: 100°C o 212°F . Análogamente, el punto de congelación del agua es 0°C o 32°F . Estos valores son independientes de la cantidad.

Las propiedades características que relacionan los cambios de composición de una sustancia o sus reacciones con otras sustancias se llaman **propiedades químicas**. Las preguntas siguientes conciernen a las propiedades químicas de una sustancia.

1. ¿Arde en el aire?
2. ¿Se descompone (se divide en sustancias más simples) cuando se calienta?
3. ¿Reacciona con otra sustancia, como oxígeno, un ácido o un metal, por ejemplo?
4. ¿De qué modo la modifican otras sustancias, y qué sustancias produce la reacción?

Las propiedades químicas incluyen la tendencia de una sustancia a reaccionar con otra, a enmohecerse, corroerse, estallar o actuar como veneno o carcinógeno (agente productor de cáncer).

Las propiedades características físicas y químicas, también llamadas **propiedades intensivas**, se emplean para identificar una sustancia. En la tabla 2.5 se muestran algunas propiedades intensivas. La tabla 2.6 presenta una lista de las propiedades características de varias sustancias ordinarias. Las **propiedades extensivas** de las sustancias son las que dependen de la *cantidad* de muestra, e incluyen las mediciones de masa, volumen y longitud. Las propiedades *intensivas* ayudan a identificar o caracterizar un tipo de materia en particular. Las propiedades *extensivas* se relacionan con la cantidad de material presente.

Si se corta o se rompe un trozo de cera en fragmentos más pequeños, o si se funde (un cambio de estado), la muestra que queda sigue siendo cera. Cuando se enfría, la cera fundida vuelve a ser un sólido. En estos ejemplos sólo se ha producido un **cambio físico**; es decir, la *composición* de la sustancia no se alteró.

La **ductilidad** es la capacidad de un metal para ser estirado y convertido en un alambre.

La **maleabilidad** es la capacidad de un metal para cambiar de forma cuando se le martilla o lamina para formar hojas delgadas.

Conexión con el aprendizaje
Las mediciones de masa, volumen y longitud se estudiarán en el capítulo siguiente.

Tabla 2.5 Algunas propiedades intensivas

Algunas propiedades físicas			
Punto de ebullición	Color	Lubricidad	Conductividad eléctrica
Punto de fusión	Sabor	Olor	Se disuelve en agua
Brillo	Suavidad	Ductilidad	Viscosidad (resistencia al flujo)
Volatilidad	Dureza	Maleabilidad	Densidad (relación masa/volumen)
Algunas propiedades químicas			
Arde en el aire	Se descompone cuando se calienta	Reacciona con ciertos metales	
Hace explosión	Reacciona con el agua	Reacciona con ciertos no metales	
Es tóxico	Reacciona con ciertos ácidos		

Cuando una vela arde (Fig. 2.11) se producen cambios tanto físicos como químicos. Después de encenderla, la cera sólida próxima a la mecha encendida se funde. Éste es un cambio físico; la composición de la cera no cambia al pasar del estado sólido al líquido. La mecha encendida absorbe parte de la cera fundida, y en la mecha se produce un cambio químico. Aquí, la cera de la flama de la vela reacciona químicamente con el oxígeno del aire para formar dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. En todo **cambio químico** se consumen una o más sustancias y se forman al mismo tiempo una o más sustancias nuevas, cada una con sus propias propiedades físicas y químicas.

Sin embargo, la aparente desaparición de algo, como la cera, por ejemplo, no es necesariamente un signo de que estamos observando un cambio químico. Por ejemplo, cuando el agua se evapora de un vaso y desaparece, ha dejado de ser líquido y se ha convertido en un gas llamado vapor de agua, pero en ambas formas se trata de agua. Esto es un cambio de fase (de líquido a gas), que es un cambio físico. Cuando se intenta establecer si un cambio es físico o químico, conviene plantear la pregunta crítica: ¿ha cambiado la composición fundamental de la sustancia? En un cambio químico (una reacción) así ocurre, pero no si el cambio es físico.

Conexión con el mundo real

Algunos cambios químicos comunes son:

- Broncearte la piel
- Hacerte una permanente para ondular tu cabello
- Quemar cualquier combustible

Tabla 2.6 Propiedades características (intensivas) de algunas sustancias

Propiedades físicas					
Sustancia	Estado*	Punto de fusión	Color	Conductividad eléctrica	Propiedades químicas
Aluminio	Sólido	660°C	Plateado	Buena	Reacciona con ácidos con producción de hidrógeno gaseoso
Cloruro de sodio (sal común)	Sólido	801°C	Blanco	Ninguna como sólido; buena disuelto en agua	La electricidad lo descompone en sodio y cloro
Sacarosa (azúcar de caña)	Sólido	185°C	Blanco	No	Arde en oxígeno con producción de agua y dióxido de carbono
Alcohol etílico	Líquido	-117°C	Incoloro	No	Inflamable
Agua	Líquido	0°C	Incolora	No	La electricidad la descompone en hidrógeno y oxígeno
Helio	Gaseoso	-272°C	Incoloro	No	No reactivo

*Estado físico a temperatura ambiente.

UNA MIRADA CERCANA

Propiedades del azufre

Las propiedades intensivas del azufre comprenden propiedades tanto físicas como químicas. Las propiedades físicas se pueden evaluar sin alterar la composición del azufre. Las propiedades químicas son aquellas que se manifiestan cuando la sustancia experimenta un cambio químico. A continuación se enumeran algunas propiedades físicas y químicas características del azufre.



Propiedades físicas

- Es de color amarillo pálido.
- Es inodoro y frágil a temperatura ambiente.
- Se desmorona en pedruzcos al ser aplastado.
- No conduce electricidad.
- No se disuelve en agua.

Propiedades químicas

- Arde en oxígeno con producción de un gas, dióxido de azufre, que tiene un olor irritante, como el de los fósforos cuando se queman.
- Reacciona con carbono para formar disulfuro de carbono, un líquido incoloro.
- Reacciona con hierro para formar sulfuro de hierro, un sólido.

El azufre, que es un sólido amarillo, arde con flama azul y forma dióxido de azufre, un gas.

EJEMPLO 2.5 Cómo distinguir entre las propiedades o cambios físicos y químicos

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físico o cambio químico.

- (a) El alcohol es inflamable.
- (b) El alcohol se volatiliza y se vaporiza fácilmente.
- (c) Una muestra de sal común se disuelve en un vaso de agua.
- (d) Con el tiempo, una batería de linterna pierde su carga.

SOLUCIÓN

- (a) Ésta es una **propiedad química**; a la combustión se producen sustancias nuevas.
- (b) Ésta es una **propiedad física**; el alcohol cambia de líquido a gas.
- (c) Éste es un **cambio físico**; la sal continúa presente, aun cuando el agua se evapore.
- (d) Éste es un **cambio químico**; cuando se genera electricidad, ciertas sustancias químicas se consumen y se producen otras.

EJERCICIO 2.5

Clasifica los siguientes hechos como propiedad física, propiedad química, cambio físico o cambio químico.

- (a) El carbón vegetal se desmenuza al ser golpeado.
- (b) El carbón vegetal cambia cuando arde en el aire.
- (c) El carbón vegetal se tuesta.



Figura 2.10 La fusión de la cera es un cambio físico. El currido es un cambio químico cuando la cera arde en oxígeno y produce dióxido de carbono y vapor de agua.

Véanse los problemas 2.33-2.40.

2.6 Ley de conservación de la masa

Cuando una vela arde no se gana ni se pierde masa. La masa total de la cera y del oxígeno presente antes de la combustión es igual a la masa total de dióxido de carbono, vapor de agua y cera sin quemar que quedan cuando la vela se apaga.

$$\text{Masa de cera} + \text{Masa de oxígeno} = \text{Masa de dióxido de carbono} + \text{Masa de agua} + \text{Masa de cera sin quemar}$$

No se produce un cambio total de masa durante la reacción química. La masa se conserva. Esto se conoce como la **ley de conservación de la masa**, la cual establece que:

no se crea ni se destruye masa durante los cambios físicos y químicos.

El descubrimiento de la ley de la conservación de la masa tuvo lugar en Francia, por obra de Antoine Lavoisier, aproximadamente en la época en que las colonias norteamericanas participaban en la Guerra de Revolución. ■ Luego de llevar a cabo múltiples reacciones en recipientes cerrados, de modo que ninguna sustancia pudiese entrar o salir, Lavoisier concluyó que no ocurría cambio alguno en cuanto a la masa total. Esto es tan sólo un ejemplo de la ley de conservación de la masa, que se ha comprobado una y otra vez.

Puesto que la masa se conserva durante las reacciones, también debe conservarse la materia; no se crea ni se destruye materia durante una reacción química. En otras palabras, es imposible crear materia de la nada; no se pueden crear átomos a partir de nada. Dichod eo tram anera,

■ Las **leyes científicas** son enunciados que resumen hechos experimentales referentes al comportamiento de la materia, y de los que no se conocen excepciones.

ROSTROS DE LA QUÍMICA

La química se convierte en ciencia cuantitativa

El francés Antoine Lavoisier (1743-1794) quizá contribuyó más que nadie a establecer la química como ciencia cuantitativa. Convenció a sus contemporáneos de la importancia de las mediciones exactas en las investigaciones exactas. Una investigación famosa que llevó a cabo fue el calentamiento del óxido rojo de mercurio. Éste se descompuso y produjo mercurio metálico y un gas al que Lavoisier dio el nombre de oxígeno. La masa no cambió. ■

Lavoisier llevó a cabo muchos experimentos cuantitativos. En una de sus demostraciones descompuso agua. También encontró que cuando se quema carbón mineral, éste se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Lavoisier fue el primero en comprender el papel del oxígeno en la combustión, y aunque no descubrió este elemento, sí le dio nombre. También encontró que cuando un cobayo respira, se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono. Lavoisier concluyó entonces, correctamente, que la respiración está relacionada con la combustión. En ambos casos se consume oxígeno y se forma dióxido de carbono y vapor de agua. Véase “La química en nuestro mundo”, en la sección 2.7.

Lavoisier publicó en 1789 su ahora famoso *Tratado*

elemental de química, el primer texto de química moderno. En ese mismo año se inició la Revolución Francesa, y el gobierno francés recurrió a Lavoisier para que mejorara tanto la cantidad como la calidad del pólvora.

Por su trabajo encaminado a establecer la química como ciencia cuantitativa, se suele considerar a Lavoisier como el “padre de la química moderna”.



Antoine Lavoisier perdió la cabeza (en la guillotina) durante la Revolución Francesa, pero no por sus investigaciones científicas. En aquellos tiempos nadie era químico de tiempo completo. Lavoisier, que pertenecía a la nobleza francesa, era además recaudador de impuestos de Luis XVI, y fue en calidad de tal que incurrió en la ira de los revolucionarios franceses.

■ Lavoisier no fue el primero en descomponer este óxido de mercurio, pero sí lo fue en pesar todas las sustancias presentes antes y después de la reacción. También fue el primero en interpretar correctamente la reacción.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

¿Dónde quedó la materia: magia o ciencia?

La nitrocelulosa es una sustancia empleada en la elaboración de explosivos, como combustible de cohetes y en la fabricación de bases de películas fotográficas.

Es posible “desaparecer” la nitrocelulosa en segundos en medio de una flama muy brillante. Pero sabemos que según la ley de conservación de la materia, los materiales no desaparecen, sólo se transforman. Al quemar la nitrocelulosa ocurre esta reacción:



La letra entre paréntesis indica el estado de la sustancia a la que acompaña (s), se refiere a sólido y (g) a gaseoso. Como puedes ver, en este caso todos los productos son gases, por lo que se mezclan con los gases de la atmósfera y como son incoloros se genera el efecto de “desaparición”.

La combustión de la nitrocelulosa desprende gran cantidad de energía calorífica, porque la energía usada para formar los enlaces es mayor que la absorbida en la ruptura de los enlaces

de los reactivos. La energía se libera como luz y el movimiento rápido de las moléculas hace que el aire cercano a la combustión se caliente.



La nitrocelulosa puede usarse como combustible de cohetes. Su combustión es una reacción exotérmica, porque desprende una gran cantidad de energía calorífica.

Durante las reacciones químicas no se ganan ni se pierden átomos.

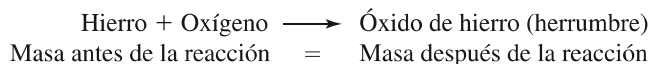
Por consiguiente, sólo es posible hacer nuevos materiales cambiando la forma en que los átomos se combinan.

EJEMPLO 2.6 Conservación de la masa

Teniendo en cuenta la ley de la conservación de la masa, explica cómo es que el hierro enmohecido, que es hierro combinado con oxígeno, puede pesar más que el hierro puro.

SOLUCIÓN

El enmohecimiento del hierro se parece mucho a la combustión de la cera que ya hemos descrito. La sustancia reaccionó con oxígeno, pero no hubo un cambio de masa en conjunto. De forma análoga, cuando el hierro se enmohece, se combina con una masa específica de oxígeno para producir una masa de óxido de hierro igual a la suma de las masas del hierro y el oxígeno consumidos en el proceso.



Las masas totales de las sustancias deben ser iguales antes y después de la reacción.

EJERCICIO 2.6

- Cuando un fósforo se quema en su totalidad, ¿se pierde masa? Explica tu respuesta.
- Pregunta a un amigo o amiga si se pierde masa o no cuando un tronco arde en una chimenea, o cuando se quemaba la gasolina en un automóvil. Explica tu respuesta.

Véanse los problemas 2.41-2.44.

2.7 Energía y cambio químico

La **energía** se define como la capacidad para realizar trabajo o transferir calor. Se realiza **trabajo** cuando se desplaza una masa a lo largo de una distancia. Son formas comunes de

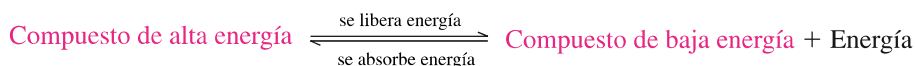
energía: la luz, el calor, la energía eléctrica, la energía mecánica y la energía química. La energía se puede convertir de una forma en otra. Por ejemplo, cuando enciendes una linterna, la energía química almacenada en las baterías se convierte en energía eléctrica y, finalmente, en luz y un poco de energía calorífica.

Las diversas formas de energía se clasifican como energía cinética o energía potencial. La **energía cinética** es energía de movimiento. Cuando un automóvil estacionado comienza a rodar por una pendiente, la energía potencial se transforma en energía cinética. En términos matemáticos, la energía cinética (E.C.) de un objeto es igual a la mitad de su masa (m) multiplicada por el cuadrado de su velocidad (v).

$$E.C. = \frac{1}{2}mv^2$$

La **energía potencial** es energía almacenada; es la energía que un objeto posee en virtud de su posición o de su composición química. La gasolina y el azúcar de mesa poseen energía potencial debido a su composición química. Un automóvil estacionado en un colina tiene energía potencial debido a su posición.

En el transcurso de la mayor parte de las reacciones químicas, la energía potencial de las sustancias participantes disminuye. En otras palabras, por lo regular los compuestos de alta energía se transforman en compuestos de baja energía. Cuando esto sucede, se libera energía hacia el entorno, por lo común en forma de calor. Si se invierte una reacción que libera energía, será preciso suministrar energía continuamente para que la reacción prosiga.



En términos de energía potencial, los materiales de una reacción son en cierto sentido como un automóvil en una colina. Cuando el auto baja rodando por la pendiente, la energía potencial se libera y se transforma en energía mecánica, pero se necesita energía para que el auto suba por la pendiente. Un proceso químico que es “cuesta abajo” (en términos de energía) en un sentido debe ser “cuesta arriba” en el sentido opuesto.

La energía potencial almacenada en el azúcar y en otros alimentos se libera cuando las células vivas utilizan el alimento mediante un proceso conocido como metabolismo. Este proceso es muy complejo, pero se resume como sigue: el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y energía. De esta forma, se libera cierta energía cuando las moléculas de azúcar y oxígeno de alta energía (menos estables) se transforman, por medio de reacciones químicas, en las moléculas de dióxido de carbono y agua de baja energía (más estables). En esta reacción, que aquí se representa, se libera energía.



Una reacción que libera energía calorífica es una reacción **exotérmica**. Cuando se utiliza el término **exergónica** en vez de exotérmica, se indica que también se puede liberar energía en otras formas distintas del calor. Cuando se incorpora o se absorbe calor u otras formas de energía durante las reacciones, éstas se denominan reacciones **endotérmicas** y **endergónicas**, respectivamente.

EJEMPLO 2.7 Cambios de energía

¿Representan los procesos siguientes un cambio químico o un cambio físico? ¿Hay un incremento o una disminución de la energía potencial de los materiales que intervienen?

Conexión con el aprendizaje
Las reacciones de la fotosíntesis y del metabolismo son fundamentalmente opuestas en términos de materiales y energía. Véase el recuadro “Fotosíntesis y metabolismo”.

- (a) Un tazón de vidrio cae al suelo.
- (b) Se empuja una bicicleta hasta la cima de una colina.
- (c) Una mezcla de hidrógeno y oxígeno gaseosos estalla con detonación cuando se inflama, y produce agua.
- (d) Una corriente eléctrica descompone agua en hidrógeno y oxígeno.

SOLUCIÓN

- (a) Un **cambio físico**; la **energía potencial** del tazón **disminuye**. Conforme el tazón cae, parte de su energía potencial se convierte en energía cinética.
- (b) Un **cambio físico**; la **energía potencial** de la bicicleta **aumenta** a medida que ésta sube la colina.
- (c) Un **cambio químico**; la **energía potencial** de las sustancias químicas **disminuye**. Se emite un sonido y otras formas de energía cuando las sustancias reaccionan.
- (d) Un **cambio químico**; la **energía potencial** de las sustancias químicas **aumenta** cuando se suministra energía. Esta reacción es la inversa de la reacción del ejemplo anterior.

EJERCICIO 2.7

- (a) ¿El butano libera o absorbe energía cuando se quema? ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Explícate tu respuesta. **Véanse los problemas 2.45-2.50.**
- (b) ¿Se libera o se absorbe energía cuando se forma azúcar en las plantas verdes? ¿La fotosíntesis es exergónica o endergónica? Explícate tu respuesta.

LA QUÍMICA EN NUESTRO MUNDO

Fotosíntesis y metabolismo

En términos de cambios de energía, la fotosíntesis y el metabolismo son procesos inversos.

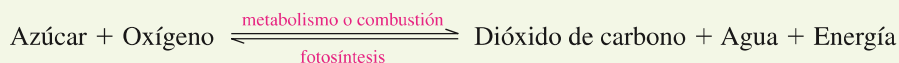
Durante la fotosíntesis, las plantas verdes absorben la energía solar que incide en la superficie terrestre. Mediante una compleja serie de reacciones, esta energía se almacena como energía química y se utiliza para convertir dióxido de carbono y agua en azúcar (y almidón). Melvin Calvin (1911-1997), de la Universidad de California en Berkeley, se hizo acreedor al premio Nobel de Química de 1961 por su trabajo sobre la química de la fotosíntesis.

Durante el metabolismo el azúcar se combina con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, y se libera energía. El metabolismo y la combustión son procesos exergónicos; en cambio, la fotosíntesis es un proceso endergónico. Los procesos reversibles se representan como en nuestra ecuación.

Los materiales de partida del metabolismo se muestran a la izquierda; los de la fotosíntesis, a la derecha. Las sustancias producto de una reacción son los materiales de partida de la otra reacción. Una de estas reacciones, el metabolismo, libera energía hacia el entorno, en tanto que la reacción inversa, la fotosíntesis, necesita energía para llevarse a cabo.



En el metabolismo de los seres humanos y en la fotosíntesis de las plantas intervienen procesos inversos.



2.8

Ley de conservación de la energía

Siempre que ocurre una reacción, hay también un cambio de energía. O bien la reacción libera energía, o ésta se requiere de manera continua para que la reacción prosiga. Como se describió en el caso de los procesos inversos del metabolismo y la fotosíntesis, si la reacción en un sentido libera energía, la reacción inversa debe absorberla. Este fenómeno tiene una explicación. Durante una reacción química se libera o se absorbe energía, pero

No se crea ni se destruye energía durante los procesos químicos.

Conexión con el aprendizaje

Si tomas otros cursos de química o de física, sin duda encontrarás más explicaciones sobre la primera ley de la termodinámica.

Esto se conoce como la **ley de la conservación de la energía**; es una forma de expresar lo que también se conoce como la **primera ley de la termodinámica**.

Para explicar cómo es que se gana o se pierde energía sin que ésta se cree o se destruya, supongamos que tienes cierta cantidad de dinero, el cual puede estar disponible en efectivo, o bien “almacenado” en una cuenta de cheques, pero la cantidad total no ha cambiado. El dinero que está en el banco, es decir, el dinero “almacenado”, es en cierto sentido como la energía potencial. No puedes tomar \$100 de tu cuenta sin que el valor de la cuenta disminuya en \$100, pero en realidad no has perdido dinero. Si se libera energía que está almacenada, y queda disponible para ser utilizada, entonces hay menos energía almacenada, pero nada se ha perdido.

Si una parte de la energía potencial almacenada de las sustancias químicas se transforma en energía calorífica disponible, entonces la energía potencial de las sustancias restantes deberá ser menor que al principio. La energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma, de energía potencial almacenada, en energía calorífica disponible o trabajo.

EJEMPLO 2.8 Conservación de la energía

Para cada inciso del ejemplo 2.7, explica cómo se conserva la energía.

SOLUCIÓN

- Conforme el tazón cae al piso, su energía potencial disminuye, pues pasó de una posición más alta a una más baja. La energía de la caída se consumió con la ruptura del tazón. La energía total no cambia.
- Conforme la bicicleta asciende por la colina, la persona que la empuja utiliza energía, en tanto que la bicicleta gana energía potencial. La bicicleta gana energía; la persona que la empuja pierde energía.
- Durante la explosión, la energía liberada por las sustancias químicas se transforma en sonido y movimiento al escapar los gases. La energía total no cambia.
- La energía eléctrica se transfiere a las sustancias químicas y se almacena como energía química (potencial) en los gases. Más tarde se puede liberar la energía almacenada, como se describe en (c). No se pierde energía.

EJERCICIO 2.8

- Explica cómo se conserva la energía durante la combustión del butano (Ejercicio 2.7).
- Explica cómo se conserva la energía al formarse el ácido durante la fotosíntesis.

Véanse los problemas 2.51-2.58.

2.9 Conversión de materia en energía

Uno de los adelantos más notables de la ciencia se resolvió con un lápiz y un cuaderno. No son éstas las herramientas que habitualmente asociamos con los principales descubrimientos científicos. Albert Einstein puede muy bien ser el científico más conocido de todos los tiempos; sin embargo, sus logros los alcanzó en su mente, no en el laboratorio (Fig. 2.12).

Para 1905, Einstein ya había elaborado su teoría de la relatividad. Al hacerlo, dedujo una relación entre la materia y la energía. La ahora famosa **ecuación de Einstein** suele escribirse como sigue:

$$E = mc^2 \text{ o, con más precisión, } \Delta E = \Delta mc^2$$

donde ΔE representa un cambio de energía, Δm representa un cambio de masa y c es la velocidad de la luz. De acuerdo con la ecuación de Einstein, una masa definida se transforma siempre en una cantidad definida de energía. La ecuación adquiere mayor trascendencia cuando se comprende que 1.0 gramo de materia —si se convierte totalmente en energía— contiene la energía suficiente para calentar una casa durante 1 000 años.

El razonamiento de Einstein no se corroboró sino hasta 40 años más tarde. Su comprobación se logró en una explosión nuclear.

La conservación de la masa se describió en la sección 2.6, y la conservación de la energía, en la sección 2.8. Ahora, como resultado del trabajo de Einstein, es evidente que debemos tratar la materia y la energía juntas, en una ley combinada de conservación de la materia y la energía. En términos sencillos, *podemos afirmar que la suma total de la materia y la energía del universo es constante.*

En las reacciones químicas el cambio de energía es extremadamente pequeño en comparación con el cambio de energía de las reacciones nucleares. En las reacciones químicas, todo cambio de masa es demasiado pequeño para que se pueda detectar. Para todo fin práctico, la masa y la energía se conservan durante las reacciones químicas; no hay una conversión mensurable entre ambas.

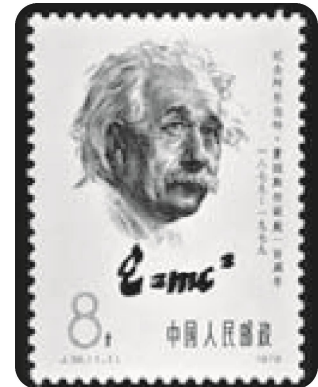


Figura 2.12 Albert Einstein (1879-1955) nació en Alemania. No fue un estudiante destacado en la escuela, pero a los 25 años ya era considerado como un físico sobresaliente. Recibió el Premio Nobel de Física en 1921. En 1933, cuando los judíos eran perseguidos en Alemania, Einstein huyó a Estados Unidos y trabajó con otros científicos notables en la Universidad Princeton hasta su muerte.

En una explosión nuclear, menos del 1% de la materia disponible se convierte efectivamente en energía, pero aún así, la energía que se libera es enorme.

Resumen del capítulo

La química es una ciencia que estudia la materia y sus cambios. La materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa. La masa depende de la cantidad de materia presente; en cambio, el peso depende de la fuerza gravitatoria. La materia existe en cualquiera de los tres estados físicos, sólido, líquido o gaseoso, de acuerdo con la temperatura. Las propiedades de cada estado se incluyen en la tabla 2.1.

Las sustancias puras son, o bien elementos, con un solo tipo de átomos, o compuestos, con átomos de dos o más clases combinados químicamente. Una mezcla heterogénea no es uniforme en toda su extensión. Todas las soluciones son mezclas homogéneas, de composición uniforme. La mayor parte de las aleaciones son soluciones sólidas.

Las propiedades características (propiedades intensivas) de las sustancias incluyen propiedades tanto químicas como físicas.

Durante los cambios físicos y químicos no se crea ni se destruye masa. Esto se conoce como la ley de conservación de la masa.

La energía es la capacidad para realizar trabajo. Un objeto en movimiento tiene energía cinética. La energía potencial (energía almacenada) se relaciona con la posición o la composición química de un objeto. Se libera energía durante los procesos exotérmicos o endergónicos; en cambio, es necesario suministrar energía continuamente a una reacción endotérmica o endergónica. Existen muchas formas de energía, como son la energía calorífica, lumínica, sonora, eléctrica, química y mecánica. La energía se convierte de una forma en

otra, pero no se crea ni se destruye. Este hecho se resume en la ley de conservación de la energía y en la primera ley de la termodinámica.

La ecuación de Einstein describe la relación matemática entre la materia y la energía. En las reacciones nucleares, cantidades extremadamente pequeñas de materia se convierten en cantidades enormes de energía, pero el total de la masa y la energía del universo permanece constante.

Evalúa tu comprensión: repaso y autoevaluación

1. Explica la diferencia entre masa y peso. [2.1]
2. Describe tres o más propiedades macroscópicas y una propiedad submicroscópica de cada uno de los estados de la materia. [2.2]
3. Explica la diferencia entre los elementos y los compuestos. [2.3]
4. Explica la diferencia entre sustancias puras y mezclas. [2.4]
5. Clasifica una mezcla específica como homogénea o heterogénea. [2.4]
6. Explica la diferencia entre las propiedades físicas y las propiedades químicas de las sustancias. [2.5]
7. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la masa. [2.6]
8. Cita dos ejemplos que muestren un aumento de energía potencial, y dos ejemplos que muestren una disminución de la energía potencial. [2.7]
9. Cita dos ejemplos que ilustren la ley de conservación de la energía. [2.8]
10. Describe las implicaciones de la relación entre la masa y la energía. [2.9]

Términos clave

átomo [2.3]	estados de la materia [2.2]	maleabilidad [2.5]	propiedades intensivas [2.5]
cambio físico [2.5]	estados físicos [2.2]	masa [2.1]	propiedades químicas [2.5]
cambio químico [2.5]	gas [2.2]	materia [2.1]	química [2.1]
compuesto [2.3]	hielo [2.2]	mezcla heterogénea [2.4]	reacción endergónica [2.7]
condensar [2.2]	inmiscible [2.2]	mezcla homogénea [2.4]	reacción endotérmica [2.7]
congelar [2.2]	ley de conservación de la energía [2.8]	miscible [2.2]	reacción exergónica [2.7]
difundir [2.2]	ley de conservación de la masa [2.6]	peso [2.1]	reacción exotérmica [2.7]
ductilidad [2.5]	ley de las proporciones definidas [2.3]	primera ley de la termodinámica [2.8]	sólido [2.2]
ecuación de Einstein [2.9]	leyes científicas [2.6]	propiedades características [2.5]	solución [2.4]
elemento [2.3]	líquido [2.2]	propiedades extensivas [2.5]	sustancia pura [2.3]
energía [2.7]		propiedades físicas [2.5]	trabajo [2.7]
energía cinética [2.7]			vapor de agua [2.2]
energía potencial [2.7]			viscosidad [2.2]

Problemas*

Materia [2.1]

- 2.1 Describe por qué una muestra cualquiera de roca tiene más peso en la Tierra que en la Luna. ¿Cómo es comparativamente la masa de la roca en estos dos ambientes?
- 2.2 ¿Cómo es comparativamente la masa de tu cuerpo en la Tierra, en el espacio y en la Luna? A veces, los términos masa y peso se utilizan indistintamente. ¿Por qué es incorrecto hacerlo?
- 2.3 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. luz	b. electricidad
c. bismuto	d. chocolate
- 2.4 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. aire	b. pintura
c. calor	d. luz solar
- 2.5 De lo que sigue, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. azúcar	b. latón
c. sonidos musicales	d. vidrio
- 2.6 De lo siguiente, ¿qué contiene materia y qué no? ¿Por qué?

a. helio gaseoso	b. agua
c. carbón vegetal	d. rayos láser

*En el apéndice F se dan las respuestas a los problemas impares.

Estados del amateria[2.2]

- 2.7 El vinagre y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.
- 2.8 El aceite vegetal y el agua son (a) miscibles, (b) inmiscibles.
- 2.9 ¿En qué estado de la materia están las partículas en contacto y fluyen unas sobre otras?
- 2.10 ¿En qué estado de la materia están las partículas estrechamente empaquetadas, a veces formando redes cristalinas?
- 2.11 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. alcohol etílico a -115°C .
b. cloruro de sodio a 803°C .
- 2.12 Con base en la tabla 2.6, indica el estado físico del
a. aluminio a 642°C .
b. helio a -270°C .

Elementos y compuestos[2.3]

- 2.13 Compara las propiedades de los elementos hidrógeno y oxígeno con las del compuesto agua, que contiene estos mismos elementos. (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.14 Compara las propiedades de los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno con las del azúcar, que es un compuesto que contiene estos mismos elementos. (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.15 Compara las propiedades del amoníaco con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.
- 2.16 Compara las propiedades de la sal común con las de los elementos que se combinan para formar este compuesto.
- 2.17 ¿Cómo se llama la unidad más pequeña de un elemento que posee las propiedades del elemento?
- 2.18 ¿Cómo se denomina una sustancia pura que contiene dos o más elementos?
- 2.19 De lo que sigue, ¿cuáles son sustancias?
a. elementos b. compuestos
c. agua d. luz
- 2.20 Dos o más elementos se combinan químicamente para formar (elige una respuesta)
a. compuestos b. elementos nuevos
- 2.21 De acuerdo con la "ley de las proporciones definidas", cada compuesto tiene una proporción _____ específica y un porcentaje en _____ también específico.
- 2.22 La "ley de las proporciones definidas" se conoce también como la _____.

Sustancias puras y mezclas [2.4]

- 2.23 ¿Es el alcohol etílico un elemento, un compuesto o una mezcla? (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.24 ¿Es el sulfuro de hidrógeno un elemento, un compuesto o una mezcla? (Consulta la tabla 2.3.)
- 2.25 ¿Es el bronce heterogéneo u homogéneo? ¿Por qué?
- 2.26 ¿Es el acero al alto carbono heterogéneo u homogéneo? ¿Por qué?

- 2.27 Una mezcla es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea
- 2.28 La plata de ley es (elige una respuesta) (consulta la tabla 2.4)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea
- 2.29 La sal común es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea
- 2.30 El yodo es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea
- 2.31 El azufre es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea
- 2.32 Un tazón de cereal con azúcar y leche es (elige una respuesta)
a. un elemento
b. un compuesto
c. una mezcla heterogénea
d. una mezcla homogénea

Propiedades y cambios físicos y químicos [2.5]

- 2.33 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuáles propiedades químicas del cobre?
a. Se funde a 1284°C .
b. Su densidad es de 8.96 g/cm^3 .
c. Es un buen conductor del calor.
d. Se oxida al estar expuesto al aire.
e. Es maleable.
- 2.34 ¿Cuáles de las siguientes son propiedades físicas, y cuáles propiedades químicas del vinagre?
a. Es incoloro.
b. Su sabor es agrio.
c. Tiene un olor fuerte.
d. Reacciona con los carbonatos al estar expuesto al aire.
e. Produce dióxido de carbono gaseoso cuando se mezcla con soda para hornear.
- 2.35 Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicos o físicos.

- a. prenderse y encenderse de un tubo
- b. la expansión de la goma al congelarse
- c. la evaporación del alcohol
- d. el empujamiento del hierro en el agua

2.36 Clasifica los hechos o actos siguientes como cambios químicos o físicos.

- a. el empujamiento del tubo
- b. afilar el lápiz
- c. la digestión de un alimento
- d. la fusión del hielo

2.37 Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicas o físicas.

- a. El líquido para encender carbón se evapora con facilidad.
- b. Se puede quemar alcohol en un motor.
- c. El aluminio reacciona con el ácido.
- d. La sal se disuelve en el agua.

2.38 Clasifica los hechos siguientes como propiedades químicas o físicas.

- a. El líquido para encender carbón es inflamable.
- b. El alcohol se evapora rápidamente.
- c. La plata es buena conductora del calor y de la electricidad.
- d. El magnesio metálico reacciona con el ácido sulfúrico, produciendo hidrógeno gaseoso.

2.39 Describe varias propiedades físicas y químicas de una vela. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando una vela arde.

2.40 Describe varias propiedades físicas y químicas de un clavo de hierro. Describe los cambios físicos o químicos que ocurren cuando el clavo se oxida.

Ley de conservación de la masa [2.6]

2.41 Explica cómo es que la herrumbre puede tener más masa que el hierro puro.

2.42 El azufre arde en oxígeno con producción de dióxido de azufre. Explica cómo es la masa del dióxido de azufre producido en comparación con la del azufre original.

2.43 Se consume totalmente un tanque lleno de gasolina de tu automóvil ¿Qué ocurrió con toda esta masa? ¿Se violó la ley de conservación de la masa?

2.44 Cuando se calienta piedra caliza en un horno, el material que queda después de calentar tiene menos masa que el material original. Explica por qué.

Energía y cambio químico [2.7]

2.45 ¿En qué punto tiene más energía potencial un carro de montaña rusa, cuando comienza a ascender por la primera pendiente, o cuando alcanza la cima de ella?

2.46 ¿Qué tiene más energía potencial: un clavador en el trampolín de 1 m, o el mismo clavador en la plataforma de 10 m?

2.47 ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáles son endotérmicos?

- a. un pedregal cuando se cae
- b. una vela que arde
- c. fundir la cera en torno a la mecha de una vela
- d. un aparato que libera calor
- e. el metabolismo del azúcar cuando se consume

2.48 ¿Cuáles de los cambios siguientes son exotérmicos, y cuáles son endotérmicos?

- a. digerir alimentos
- b. fundir hielo
- c. una corriente eléctrica descompone cloruro de sodio (sal común)
- d. quemar gas natural
- e. la explosión de un dinamita (no nuclear)

2.49 Durante el metabolismo del azúcar y de otros alimentos

- a. se absorbe energía
- b. se libera energía
- c. se crea energía
- d. se destruye energía

2.50 Durante la fotosíntesis en las plantas

- a. se absorbe energía
- b. se libera energía
- c. se crea energía
- d. se destruye energía

Ley de conservación de la energía [2.8]

2.51 Redacta un enunciado conciso que resuma la ley de conservación de la energía y la primera ley de la termodinámica.

2.52 ¿Qué es una ley científica?

2.53 Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se libera energía al quemar madera, pero no se crea ni se destruye energía.

2.54 Explica cómo puede ser cierto el enunciado siguiente. Se absorbe energía durante la evaporación del agua, pero no se crea ni se destruye energía.

2.55 Explica cómo es posible que se absorba o incorpore energía durante la fotosíntesis, y que al mismo tiempo se libera energía.

2.56 Explica cómo es posible que se libere energía cuando se quema un combustible, y que al mismo tiempo se libera energía.

Conversión de materia en energía [2.9]

2.57 Escribe de nuevo la ecuación de Einstein despejando m , y describe cuál es la relación entre la magnitud de m y la energía. (Recuerda que c representa la velocidad de la luz.)

2.58 Pasa a que la ecuación de Einstein muestra que los cambios de energía y de masa están relacionados entre sí, ¿por qué no parece que se pierda masa durante una reacción química en la que se libera energía?



Cambios y propiedades físicas y químicas

Realiza los siguientes experimentos y responde las preguntas.
Recuerda respetar las reglas de seguridad en el laboratorio.

Materiales y reactivos

- 2 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 matraz bola
- 1 mechero Bunsen
- 1 espátula
- Vidrio de reloj
- Cápsula de porcelana o mortero
- 1 tubo de ensayo
- 1 alfiler
- Pinzas de laboratorio
- Agitador magnético
- Parrilla
- Termómetro calibrado
- Tubo en "U"
- Alambre de cobre
- 1 pila de 9 volts
- Naftalina
- Arena
- Hielo picado
- Yodo
- Zinc o aluminio en polvo
- Sulfato de cobre(II) pentahidratado
- Agua destilada
- Solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M
- Solución de almidón al 1%
- Indicador de fenofaleína al 1%

Experimento A

1. En el vaso de precipitados, agrega 0.5 g de naftalina y 0.5 g de arena.
2. En el matraz bola, vierte el hielo picado y colócalo sobre la boca del vaso de precipitados, como se indica en el esquema.
3. Calienta con el mechero Bunsen y observa los vapores de naftalina.
4. Terminada la reacción, toma la espátula, retira los cristales de naftalina y colócalos en un vidrio de reloj. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.



Experimento B

1. En la cápsula de porcelana o mortero, agrega 2 g de yodo, y con ayuda del pistilo, tritúralo lo más fino posible; adiciona 2 g de zinc (o aluminio en polvo) e incorpora 3 o 4 gotas de agua. Observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento C

1. En el tubo de ensayo, coloca 0.1 g de sulfato de cobre(II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y 3 mL de agua, agita golpeando la parte inferior del tubo. Observa. ¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.

2. Deposita el alfiler en el tubo de ensayo anterior y espera 10 minutos. Con ayuda de unas pinzas, saca el alfiler de la solución y observa. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento D

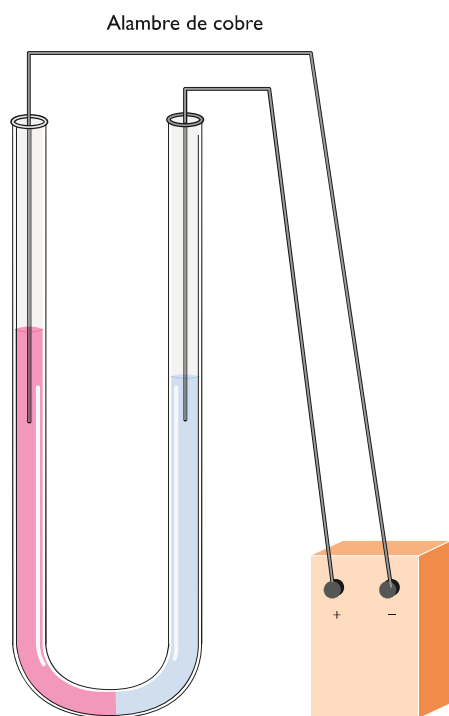
1. En un vaso de precipitados, vierte 20 mL de agua destilada y coloca un agitador magnético. Mueve el botón "stir" en el número 2 o 3, para que empiece a girar el agitador. Calienta el agua sobre una parrilla en el número 3 y cuando esté en franca ebullición (burbujeo constante), determina su punto de ebullición con ayuda de un termómetro calibrado. Registra la temperatura de ebullición. Escribe si se trata de una propiedad física o química, y si ocurrió un cambio físico o químico. Explica por qué.

Experimento E

1. En un tubo en "U", coloca suficiente solución de yoduro de potasio (KI) al 0.1 M, sin llenar hasta el tope, como se muestra en la figura.
2. En un extremo del tubo, agrega dos gotas de solución al 1% de almidón; en el otro extremo, coloca una gota de indicador de fenofaleína, también al 1%.
3. Une dos alambres de cobre a una pila de 9 volts (en cada uno de los polos) e introdúcelos en la boca de cada tubo. Espera unos segundos y observa. La reacción que ocurre es la siguiente:



¿Se trata de una propiedad física o química? ¿Ocurrió un cambio físico o químico? Explica por qué.



Pila de 9 volts