

3

Organización de la materia

Dado que las teorías que ya poseemos son suficientes para realizar predicciones exactas de todos los fenómenos naturales, excepto de los más extremos, nuestra búsqueda de la teoría definitiva del Universo parece difícil de justificar desde un punto de vista práctico. Es interesante señalar, sin embargo, que argumentos similares podrían haberse usado en contra de la teoría de la relatividad y de la mecánica cuántica, las cuales nos han dado la energía nuclear y la revolución de la microelectrónica.

Así pues, el descubrimiento de una teoría unificada completa puede no ayudar a la supervivencia de nuestra especie. Puede incluso no afectar a nuestro modo de vida. Pero siempre, desde el origen de la civilización, la gente no se ha contentado con ver los acontecimientos como desconectados e inexplicables. Ha buscado incesantemente un conocimiento del orden subyacente del mundo. Hoy en día, aún seguimos anhelando saber por qué estamos aquí y de dónde venimos. El profundo deseo de conocimiento de la humanidad es justificación suficiente para continuar nuestra búsqueda. Y esta no cesará hasta que poseamos una descripción completa del Universo en el que vivimos.

Stephen W. Hawking (1942). Físico y cosmólogo británico.



Contenidos

1. ¿Cómo está organizada la materia?
 - 1.1. Partículas subatómicas
 - 1.2. Átomos
 - 1.3. Moléculas y retículos
2. ¿Qué elementos forman el Universo?
 - 2.1. Las estrellas, fábricas de elementos
 - 2.2. Elementos metales y no metales
3. Elementos y compuestos
 - 3.1. Fórmulas químicas
4. Sustancias puras y mezclas
 - 4.1. Mezclas homogéneas y heterogéneas
 - 4.2. Concentración
 - 4.3. Solubilidad y saturación
5. Clases y ejemplos de mezclas
6. ¿Cómo separar las mezclas?
 - 6.1. Separar mezclas heterogéneas líquidas
 - 6.2. Separar mezclas homogéneas líquidas



¿Qué sabes de...?

1. ¿Crees que las rocas de la Luna están formadas por los mismos elementos químicos que las de la Tierra? ¿Y las de los cometas? ¿Por qué? ¿Conoces cuál es el elemento más abundante del Universo?
2. Cuando se dice que una sustancia, por ejemplo el alcohol, es pura al noventa por cien, ¿qué significa? ¿Conoces sustancias que se encuentren puras en la naturaleza?
3. Cuando decimos que la sopa o el caldo están muy concentrados, ¿qué queremos indicar? ¿Crees que la concentración se puede medir? ¿En qué unidades la expresarías?
4. ¿Sabes qué es una espuma, un gel y un aerosol? Cita ejemplos de cada uno de ellos.
5. Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - a. Un terrón de azúcar se disuelve más rápido en agua fría que en agua caliente.
 - b. Los elementos químicos de la Luna son distintos de los de la Tierra.
 - c. Los átomos se pueden ver al microscopio óptico.
 - d. Ya no se descubrirá ningún otro elemento que pueda existir en el Universo.
 - e. El elemento más abundante del Universo es el hidrógeno.
 - f. Las espumas, los geles y los aerosoles son líquidos.



Competencias básicas

2. Matemática.
3. Conocimiento e interacción con el mundo físico.
5. Social y ciudadana.
7. Aprender a aprender.



Una web

science.howstuffworks.com/atom.htm

Web de recursos de ciencias e ingeniería con un apartado dedicado a los átomos.

www.iupac.org/

Web de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. Información sobre cualquier elemento y gran número de compuestos.



«Los átomos se unen en orden y posición diversos; como las letras, que aun siendo pocas, al colocarse juntas de variadas formas, producen innumerables palabras».

Epicuro (siglo IV a. C.)

Protón	$q_p = + 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutrón	$q_n = 0$
	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Electrón	$q_e = - 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Tabla 3.1. Carga eléctrica y masa de protones, neutrones y electrones en unidades del S. I. (kilogramos y coulombs).

1. ¿Cómo está organizada la materia?

En la Grecia Antigua, Demócrito afirmó que la materia la formaban unas partículas («partes muy pequeñas») a las que llamó átomos. Nadie sabía cómo eran ni cómo detectarlos. Hasta finales del siglo XIX no se pudo demostrar la existencia de **átomos** y de partículas todavía menores, como el electrón, el protón y el neutrón.

1.1. Partículas subatómicas

Las partículas subatómicas son las que forman los átomos, aunque pueden existir individualmente, fuera de ellos (Tabla 3.1). Son:

- **Protón.** Su masa y su carga eléctrica positiva son muy pequeñas. Ambas se toman como referencia para las masas y las cargas de otros átomos y partículas.
- **Neutrón.** De masa igual a la del protón y sin carga eléctrica, ni positiva ni negativa.
- **Electrón.** Su carga eléctrica es igual a la del protón, pero negativa, y su masa unas mil ochocientas veces menor.
- **Quarks.** Partículas que, reunidas de tres en tres, forman protones y neutrones.

1.2. Átomos

Protones, neutrones y electrones se reúnen formando estructuras llamadas **átomos** (Figura 3. 1). Durante tiempo se pensó que no se podían dividir, pero se demostró que estaban formados por otras partículas: electrones, protones y neutrones, y estos dos últimos, a su vez, están formados por quarks. Los átomos son:

- Eléctricamente neutros. El número de electrones iguala al de protones y la carga global suma cero.
- Muy pequeños (alrededor de una diez millonésima de milímetro). En el grosor de un papel caben mil millones de átomos.
- Dentro del átomo, **protones** y **neutrones** se agrupan en un **núcleo** central compacto.
- Los **electrones** (negativos) se mueven alrededor del núcleo, retenidos por la atracción eléctrica del núcleo positivo.
- Entre el núcleo y los electrones hay un gran espacio vacío. Los átomos no son macizos sino huecos.

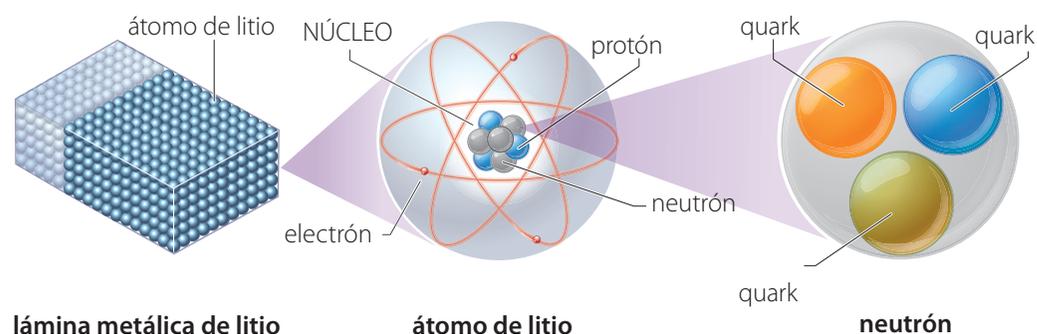


Figura 3.1. Se conoce la organización de la materia hasta el nivel de quarks y electrones.

1.3. Moléculas y retículos

En algunos casos, los átomos existen individualmente y no se unen con otros átomos. En otros muchos casos, los átomos se unen unos con otros formando moléculas y retículos (Figura 3.3).

- **Moléculas.** Agrupaciones de un número definido y constante de átomos. Por ejemplo, una molécula de hidrógeno, H_2 , por dos átomos de hidrógeno; una molécula de agua, H_2O , por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- **Retículos.** Agrupaciones de un número indefinido y muy grande de átomos. Así, un retículo de cobre lo forman muchísimos, miles de trillones, de átomos de cobre; la sal común, $NaCl$, trillones de átomos de sodio y de cloro en igual proporción (Figura 3.2); un diamante, lo mismo, pero con átomos de carbono.
 - **Retículos cristalinos.** Con los átomos dispuestos en un orden regular. Externamente esto se manifiesta formando sólidos de forma geométrica regular llamados cristales. Ejemplo: la pirita.
 - **Retículos amorfos.** Con sus átomos dispuestos sin ningún tipo de orden. Externamente presentan formas irregulares. Ejemplo: el vidrio.

Los **gases** y los **líquidos** están siempre formados por moléculas que pueden moverse unas respecto a otras y ello les da la fluidez característica.

Los **sólidos** están siempre formados por retículos. Puede tratarse de retículos de átomos o de retículos de moléculas. En el primer caso, la fusión necesita romper los enlaces entre átomos. En el segundo caso, las uniones entre los átomos dentro de una molécula son más fuertes que las uniones entre una molécula y otra. Cuando se calienta, son estas uniones entre moléculas las primeras en romperse y permiten que el sólido pase fácilmente a líquido o a gas.



Figura 3.2. El cloruro sódico es un retículo heteroatómico cristalino.

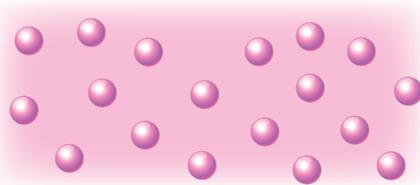


Vocabulario

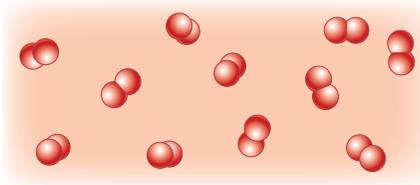
Homoatómico: de átomos iguales.

Heteroatómico: de átomos distintos.

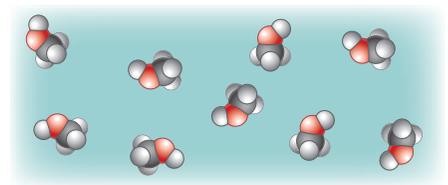
Figura 3.3. Ejemplos de moléculas y retículos.



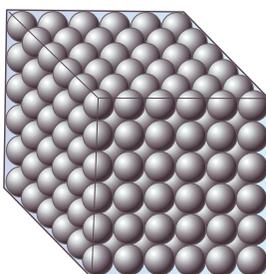
Sustancia atómica. Ejemplos: gases nobles como el helio (He) y vapores de metales, como el mercurio (Hg).



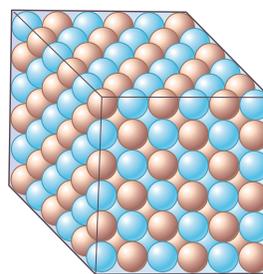
Sustancia molecular homoatómica. Ejemplos: hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2).



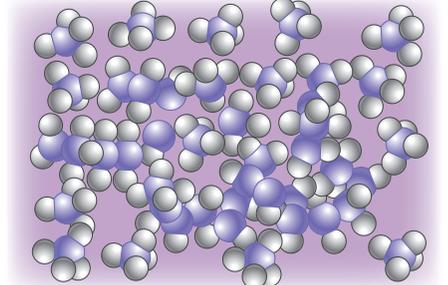
Sustancia molecular heteroatómica. Ejemplos: metanol (CH_3OH), agua (H_2O), butano (C_4H_{10}).



Sustancia reticular homoatómica y cristalina. Ejemplos: metales como el oro (Au) o el cobre (Cu) y no metales como el diamante (C).



Sustancia reticular heteroatómica y cristalina. Ejemplos: cloruro sódico ($NaCl$), cuarzo (SiO_2).



Sustancia reticular heteroatómica y amorfa. Ejemplos: vidrios, siliconas, plásticos, gomas.

2. ¿Qué elementos forman el Universo?

Todos los átomos están formados por las mismas partículas. Solo difieren en el número de ellas. Los químicos han observado que los átomos con exactamente el mismo número de cada clase de partículas tienen también las mismas propiedades. De ello parte el concepto de elemento químico:

Elemento químico es la sustancia en la que todos sus átomos tienen el mismo número de protones (llamado **número atómico** del elemento).

Al ser los átomos eléctricamente neutros, el número de electrones será igual al de protones. En cambio, el número de neutrones puede variar. Ello da pie a la existencia de los llamados **isótopos**. Los isótopos son átomos con igual número de protones (son del mismo elemento) pero distinto de neutrones.

• Símbolos de los elementos

Los elementos se representan por una o dos letras iniciales (la primera en mayúscula) de su nombre o del nombre latino o germánico. Ejemplos: H, hidrógeno; O, oxígeno; N, nitrógeno; C, carbono; Cl, cloro; Fe, hierro (*ferrum*, en latín); Na, sodio (*natrium*, en latín); S, azufre (*sulphur*, en latín).

• Ordenación de los elementos

Se ordenan en la llamada **tabla periódica de los elementos** (Tabla 3.2) de menos protones a más. Así, el hidrógeno, H, es el primer elemento, pues tiene un solo protón; el helio, He, es el segundo porque tiene dos, y, por ejemplo, el uranio, U, está en el lugar 92 de la tabla periódica porque sus átomos tienen 92 protones.

1 H 1,0 Hidrógeno																	2 He 4,0 Helio
3 Li 6,9 Litio	4 Be 9,0 Berilio											5 B 10,8 Boro	6 C 12,0 Carbono	7 N 14,0 Nitrógeno	8 O 16,0 Oxígeno	9 F 19,0 Flúor	10 Ne 20,1 Neón
11 Na 23,0 Sodio	12 Mg 24,3 Magnesio											13 Al 27,0 Aluminio	14 Si 28,1 Silicio	15 P 31,0 Fósforo	16 S 32,1 Azufre	17 Cl 35,5 Cloro	18 Ar 39,9 Argón
19 K 39,1 Potasio	20 Ca 40,1 Calcio	21 Sc 45,0 Escandio	22 Ti 47,9 Titanio	23 V 50,9 Vanadio	24 Cr 52,0 Cromo	25 Mn 54,9 Manganeso	26 Fe 55,8 Hierro	27 Co 58,9 Cobalto	28 Ni 58,7 Níquel	29 Cu 63,5 Cobre	30 Zn 65,4 Cinc	31 Ga 69,7 Galio	32 Ge 72,6 Germanio	33 As 74,9 Arsénico	34 Se 79,0 Selenio	35 Br 79,9 Bromo	36 Kr 83,8 Kriptón
37 Rb 85,5 Rubidio	38 Sr 87,6 Estroncio	39 Y 88,9 Itrio	40 Zr 91,2 Circonio	41 Nb 92,9 Niobio	42 Mo 95,9 Molibdeno	43 Tc (99) Tecnecio	44 Ru 101,1 Rutenio	45 Rh 102,9 Rodio	46 Pd 106,4 Paladio	47 Ag 107,9 Plata	48 Cd 112,4 Cadmio	49 In 114,8 Indio	50 Sn 118,7 Estañ	51 Sb 121,8 Antimonio	52 Te 127,6 Teluro	53 I 126,9 Yodo	54 Xe 131,3 Xenón
55 Cs 132,9 Cesio	56 Ba 137,3 Bario	57 La 138,9 Lantano	72 Hf 178,5 Hafnio	73 Ta 180,9 Tántalo	74 W 183,9 Wolframio	75 Re 186,2 Renio	76 Os 190,2 Osmio	77 Ir 192,2 Indio	78 Pt 195,2 Platino	79 Au 197,0 Oro	80 Hg 200,6 Mercurio	81 Tl 204,4 Talio	82 Pb 207,2 Plomo	83 Bi 209,0 Bismuto	84 Po (210) Polonio	85 At (210) Astat	86 Rn (222) Radón
87 Fr (223) Francio	88 Ra (226) Radio	89 Ac (227) Actinio															
58 Ce 140,1 Cerio	59 Pr 140,9 Praseodimio	60 Nd 144,3 Neodimio	61 Pm 145 Prometio	62 Sm 150,4 Samario	63 Eu 152,0 Europio	64 Gd 157,3 Gadolinio	65 Tb 158,9 Terbio	66 Dy 162,5 Disprobio	67 Ho 164,9 Holmio	68 Er 167,3 Erbio	69 Tm 168,9 Terulio	70 Yb 173,0 Iterbio	71 Lu 175,0 Lutecio				
90 Th 232,0 Torio	91 Pa 231 Proactinio	92 U 238,0 Uranio	93 Np (237) Neptunio	94 Pu (242) Plutonio	95 Am (243) Americio	96 Cm (247) Curio	97 Bk (247) Berkelio	98 Cf (251) Californio	99 Es (254) Einstenio	100 Fm (253) Fermio	101 Md (256) Mendelevio	102 No (254) Nobelio	103 Lr (257) Laurencio				

No metales
 Metales

N° atómico: 6
 Símbolo: C
 Masa atómica: 12,0
 Nombre: Carbono

Líquido a 25 °C
 Gas a 25 °C, 1 atm.
 Obtenido por síntesis
 Sólidos

Tabla 3.2. Tabla periódica de los elementos. La inmensa mayoría son metales (fondos amarillos) y solo una veintena no lo son (fondos verdes).

2.1. Las estrellas, fábricas de elementos

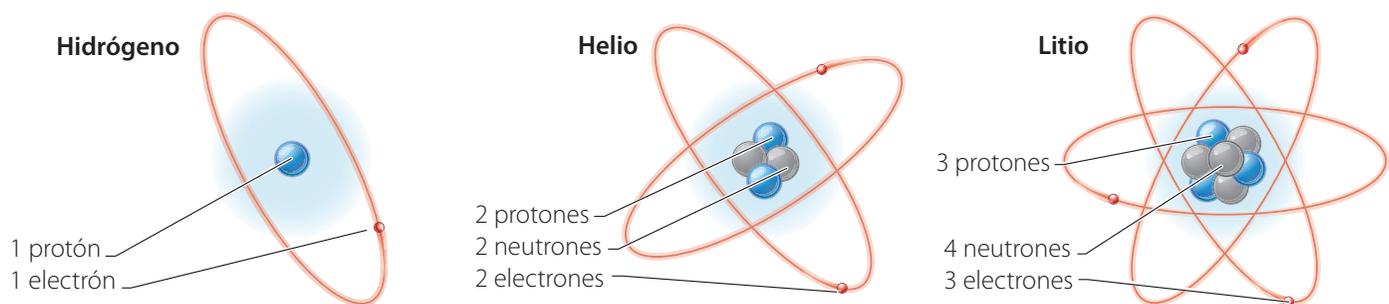
Los elementos que hoy encontramos en la Tierra se originaron en **estrellas** antiguas, anteriores a nuestro Sol. Las estrellas son enormes generadores de energía nuclear donde, a temperaturas de millones de grados centígrados, se fusionan los núcleos de hidrógeno originando átomos de helio (Figura 3.4).

Hidrógeno, H (Figura 3.5). El hidrógeno es el primero y más simple de todos los elementos. Todos sus átomos tienen un solo protón en el núcleo y un electrón a su alrededor. Existen tres isótopos del hidrógeno: uno de ellos no tiene neutrones en el núcleo, otro tiene un neutrón y el tercero tiene dos neutrones. Es el elemento más abundante del Universo, formando parte principal de nebulosas y estrellas. Fuera de las estrellas, a temperaturas ordinarias, sus átomos se unen de dos en dos formando moléculas biatómicas, H_2 . Entonces resulta ser un gas, inodoro e insípido que sólo licúa a temperaturas por debajo de $-253\text{ }^\circ\text{C}$. Más ligero que el aire, se usó en globos y dirigibles, pero es muy inflamable, lo que causó graves accidentes.

Helio, He (Figura 3.5). Es el segundo elemento de la tabla periódica. Sus átomos tienen 2 protones en el núcleo y 2 electrones a su alrededor. Su isótopo más abundante tiene 2 neutrones pero también existe el de 1 neutrón. También forma parte de las estrellas. Sus átomos no se unen. Así, sus moléculas son monoatómicas. También es un gas (por encima de $-269\text{ }^\circ\text{C}$) incoloro, inodoro e insípido. No es inflamable ni reacciona con ninguna sustancia por lo que se usa en globos aerostáticos y allí donde se necesite un gas inerte.

Si en las estrellas prosiguen las fusiones, se originan átomos de **litio**, carbono, oxígeno, nitrógeno y demás. El siguiente elemento en la tabla periódica, el litio, Li (Figura 3.5) posee tres protones en el núcleo (y también 3 o 4 neutrones) más tres electrones moviéndose a su alrededor. Es un metal blando y muy reactivo.

Y así sucesivamente. Por ejemplo, los átomos del elemento **carbono**, C, tienen 6 protones en el núcleo (y también 6, 7 u 8 neutrones) y 6 electrones alrededor.



A temperaturas mayores, se producen átomos como **neón** y **magnesio**. A más de mil millones de grados se produce **hierro** y átomos de tamaño similar. Si la estrella es muy grande, después de apagarse puede derrumbarse sobre sí misma, reactivarse y convertirse en una **supernova**, que alcanza temperaturas aún mayores. Entonces, pueden formarse elementos como el **oro** o el **uranio**. Si la supernova explota, expulsa enormes nubes de polvo y gas, que pueden crear nuevos sistemas estelares, quizá con planetas como el nuestro, donde los elementos originan los compuestos químicos que darán lugar a rocas, mares e, incluso, seres vivos (Figura 3.4).

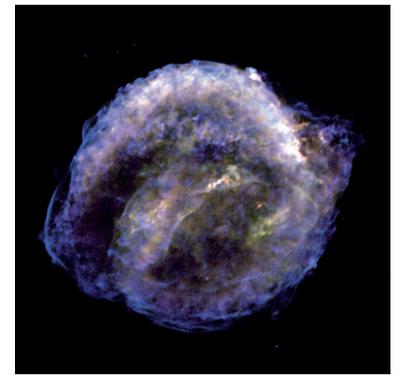


Figura 3.4. Restos de la supernova de Kepler. La explosión de una supernova siembra el espacio de elementos químicos.



Vocabulario

Hidrógeno significa generador de *agua*, en referencia a su compuesto más importante.

Figura 3.5. Átomos de los tres elementos más simples: hidrógeno, helio y litio.

2.2. Elementos metales y no metales

Todos los elementos conocidos se pueden clasificar en dos grandes grupos:

- **Metales** (Figura 3.6). Son la mayoría de los elementos. Todos se parecen mucho en sus propiedades:
 - Color gris brillante característico (excepto el cobre y el oro, que son amarillentos).
 - Buenos conductores de la electricidad y del calor.
 - Deformables con facilidad sin que se rompan. Esto les ha hecho muy útiles para la fabricación de herramientas y construcciones.
 - Forman mezclas homogéneas entre ellos. Se conocen como aleaciones y sus propiedades mejoran las de los metales originales. Por ejemplo, el bronce, el latón o el acero inoxidable.

Entre los más usados: hierro, aluminio, cinc, níquel, plomo, uranio, mercurio, cobre, oro, plata y platino.

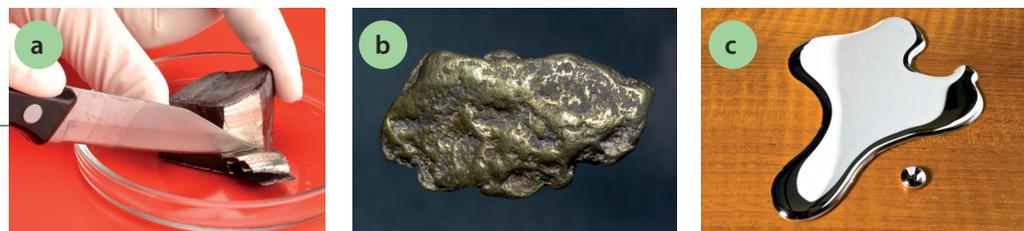


Figura 3.6. Litio, metal muy blando (a); una pepita de oro (b); mercurio, un metal líquido (c).

- **No metales** (Figura 3.7). Son solo veintidós elementos. Además del hidrógeno y del helio, constituyentes de las estrellas, son destacables el oxígeno y el nitrógeno, que forman la parte mayor de nuestra atmósfera. Además, el oxígeno forma con el hidrógeno un compuesto muy importante, el agua. El carbono constituye la base de toda la química de los seres vivos. El silicio forma la mayoría de rocas y suelos del planeta y es la base de la electrónica actual. El azufre participa en la composición de uñas, cuernos y pelos. El fósforo es vital para los huesos y el ADN de las células.



Figura 3.7. El Sol es hidrógeno y helio (a); yodo, un no metal que sublima (b); carbono en forma de diamante (c).

Actividades



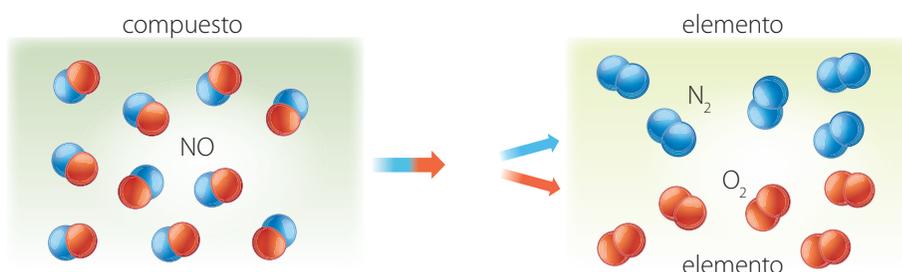
1. Cita cinco elementos gaseosos que conozcas.
2. Observa la distribución de los metales en la tabla periódica (Tabla 3.2 de la página 44). Si se descubre un nuevo elemento, ¿qué crees que será, metal o no metal?
3. ¿Qué aplicaciones tiene la buena conductividad térmica de los metales?
4. Cita los metales que existen en tu entorno inmediato, en el hogar o en el colegio.



3. Elementos y compuestos

Los átomos se combinan químicamente con otros átomos para formar distintas sustancias. Estas sustancias son la base de la atmósfera, los mares, las rocas y los seres vivos. Químicamente distinguimos entre:

- **Elemento químico.** Si todos sus átomos son iguales (con la salvedad de que puedan existir isótopos), de igual número atómico. Son sustancias que no se pueden descomponer en otras sustancias químicas. Ejemplos: el mercurio, el azufre y el oro, el oxígeno o el cloro son elementos. Se han descubierto todos los elementos que existen.
- **Compuesto químico.** Si posee átomos distintos. De un compuesto se pueden obtener dos o más elementos. Ejemplos: el agua (óxido de hidrógeno), la sal (cloruro de sodio) y la cal (óxido de calcio) son compuestos. El número de compuestos es ilimitado. La descomposición de un compuesto en sus elementos exige mucho calor o el paso de corriente eléctrica. Así, el paso de corriente eléctrica permite obtener hidrógeno y oxígeno a partir del agua (Figuras 3.8 y 3.9).



Un **elemento químico** puede combinarse con otros elementos para formar **compuestos** pero no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas.

3.1. Fórmulas químicas

Las fórmulas químicas son el modo habitual de representar las sustancias químicas, sean elementos o compuestos. En una **fórmula empírica** se indican los símbolos químicos de los elementos que forman la sustancia y la proporción en que se encuentran. En una **fórmula estructural** se indican, además, cómo están unidos los átomos entre ellos y su disposición en el espacio (Tabla 3.3).

sustancia	Metano	Agua	Hidrógeno
fórmula	CH ₄	H ₂ O	H ₂
fórmulas estructurales			
modelo de bolas			



Figura 3.8. El agua, H₂O, se descompone por la corriente eléctrica. Se obtiene el doble de hidrógeno, H₂, que de oxígeno, O₂.

Figura 3.9. A partir de un compuesto, pueden obtenerse dos o más elementos. A partir de un elemento sólo puede obtenerse él mismo. Por ejemplo, a partir del monóxido de nitrógeno (NO) se obtiene nitrógeno (N₂) y oxígeno (O₂).

Tabla 3.3. Representaciones de sustancias usadas en química.

4. Sustancias puras y mezclas

Distinguir entre sustancias puras y mezclas es un problema en química.

- Una **sustancia químicamente pura** es aquella que está formada por una sola clase de partículas constituyentes, sean moléculas o retículos. Por la misma razón, a partir de una sustancia pura no se pueden separar otras sustancias por métodos físicos (evaporación, filtración, etcétera).
- Una **mezcla** está formada por más de una clase de moléculas o retículos. A partir de una mezcla se pueden separar siempre dos o más sustancias distintas. El modo de separarlas no debe alterar la naturaleza química de dichas sustancias. Por ello, se conocen como métodos físicos.

Estos **métodos físicos de separación** (Figura 3.11) aprovechan las distintas propiedades de las sustancias mezcladas para separarlas sin alterarlas químicamente. Es decir, se recoge separada la misma sustancia que estaba en la mezcla, no otra distinta. Se basan en la distinta volatilidad, en el distinto tamaño de las partículas, en la distinta temperatura de ebullición o de fusión, etc. Por ejemplo, para recuperar los materiales férricos de un vertedero, puede usarse la atracción por imanes. Para separar la sal del agua marina, puede evaporarse el agua y queda la sal que, como residuo, no se evapora. Otro ejemplo es el filtrado, que impide el paso de partículas de tamaño mayor a los poros del filtro mientras deja pasar las de tamaño menor.



Figura 3.10. La pureza del oro y metales preciosos se mide en partes por mil. Una pureza de 999 por 1.000 equivale a 24 quilates de la antigua denominación.

En la realidad, es muy difícil que las sustancias se encuentren en estado puro en la naturaleza (Figura 3.10). Por ejemplo, son sustancias puras el helio, el agua, la sal común o el azufre. Pero, en la naturaleza, el helio está mezclado con los demás gases del aire; el agua de ríos y mares contiene un sinfín de sales y, en las minas, la sal o el azufre se hallan junto a otras sustancias. Las diferencias entre una sustancia pura y una mezcla se pueden resumir en la Tabla 3.4:

Sustancias puras	Mezclas
Un solo tipo de moléculas o retículos.	Dos o más tipos de moléculas o retículos.
No separables por métodos físicos.	Separables por métodos físicos.
Siempre la misma composición química.	No tienen composición fija.
Ejemplo: el oro y el oxígeno (elementos), el agua y el butano (compuestos).	Ejemplo: el granito, el agua de mar, el vino o la mayonesa.

Tabla 3.4.

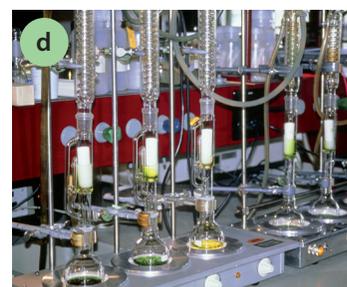


Figura 3.11. Separar mezclas puede ser tan sencillo como la imantación de limaduras de hierro mezcladas con serrín (a) o la evaporación de agua de mar (b), o tan sofisticado como la separación de los componentes del petróleo en las refinerías (c) o de los principios activos de extractos vegetales en el laboratorio (d).

Purificación

Es la obtención de sustancias puras a partir de mezclas. Por ejemplo, en la fabricación de medicamentos, deben separarse sustancias acompañantes que podrían ser perjudiciales para la salud o disminuir la eficacia del medicamento.

El **grado de pureza** se indica como los gramos de la sustancia química que interese en cien gramos de producto. Es muy difícil conseguir grados de pureza del cien por cien porque las purificaciones son caras y difíciles.

Procesos de mezcla

Si separar mezclas es un proceso habitual, mezclar sustancias no lo es menos. Al cocinar una sopa o un guiso, cuando un albañil prepara el hormigón, o cuando en un laboratorio preparan un jarabe, lo hacen mezclando diversas sustancias.

En el proceso de mezcla, siempre hay algo en común: la **agitación**. Para mezclar bien dos sustancias, hay que remover el conjunto hasta que sus partículas se entremezclen al máximo posible. Los líquidos y los gases se mezclan tal cual. Los sólidos necesitan de la **trititación** o desmenuzamiento. Cuanto más triturado esté un sólido, mejor se mezclará con otra sustancia.

Diferencia entre mezcla y reacción química

En una **mezcla** de dos o más sustancias sus partículas se interponen, pero entre ellas no se da ningún tipo de unión, de modo que, con menor o mayor trabajo, se pueden volver a separar y recuperar las antiguas sustancias.

En una **reacción química**, las partículas de una y otra sustancia se unen entre sí y resulta una sustancia nueva, cuyas propiedades no tienen nada que ver con las de las sustancias originales.

Ocurre a menudo que la mezcla es el paso previo a la reacción química porque para que dos sustancias reaccionen bien, sus partículas deben estar en contacto al máximo unas con otras, y esto se consigue mezclándolas (Figura 3.12). En el caso de los sólidos interesa, además, que estén bien desmenuzados.

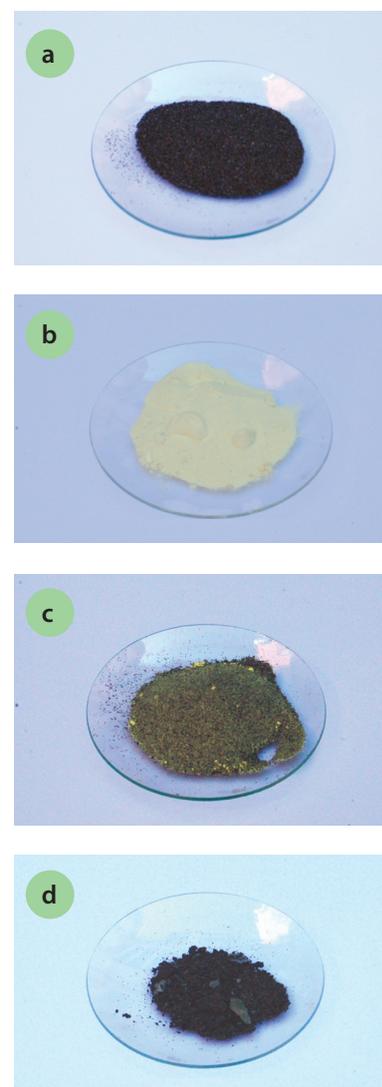


Figura 3.12. Removiendo limaduras de hierro (a) y polvo de azufre (b) resulta una mezcla (c). Si esta se calienta, reacciona químicamente dando una sustancia distinta, el sulfuro de hierro (d).

Actividades



5. Clasifica como sustancias puras o como mezclas: a) el cemento, b) el alcohol etílico, c) el mercurio, d) el vino, e) un diamante, f) la acetona, g) la gasolina, h) el oro.
6. Indica, al menos, dos sustancias puras presentes en el vino. ¿Conoces más?
7. Indica, al menos, dos sustancias puras presentes en el agua de mar.
8. ¿El hielo en agua es una sustancia pura o una mezcla? ¿Por qué?
9. Explica por qué no hace falta «triturar» un líquido antes de mezclarlo con otro.
10. Cita una mezcla de gases, una de líquidos y una de sólidos que sean comunes y conocidas.
11. Cita tres sustancias puras de uso común.

4.1. Mezclas homogéneas y heterogéneas

En general, un sistema **homogéneo** es aquel que no presenta diferencias entre un punto y otro del mismo. Pueden ser diferencias de composición química, aspecto, brillo, color, densidad, dureza, etcétera. Por ejemplo, un vaso de aceite.

Un sistema **heterogéneo** es el que presenta una o varias diferencias de propiedades al pasar de un punto a otro del mismo. Por ejemplo, un plato de potaje.

Así, según este criterio, las mezclas (Figura 3.13) se clasifican como:

- **Homogéneas**, también llamadas **disoluciones**.
- **Heterogéneas**.

En resumen, las diferencias entre unas y otras se leen en la Tabla 3.5:

Mezclas homogéneas o disoluciones	Mezclas heterogéneas
Sin cambios de propiedades de un punto a otro de la mezcla.	Cambios de color, composición, densidad, transparencia, etc., de un punto a otro.
Aspecto claro y transparente (excepto las sólidas).	Aspecto turbio y opaco.
Sus partículas son invisibles incluso con el microscopio.	Sus partículas visibles a simple vista o con lupas o microscopios.
Las homogéneas líquidas no separables por filtración ni por sedimentación.	Separables por filtración o sedimentación y decantación.
Ejemplos: sal y agua, azúcar y agua, cera y gasolina o alcohol y agua.	Ejemplos: el mortero que amasan los albañiles o las arenas de las playas.

Tabla 3.5.

En las mezclas homogéneas o disoluciones, se distingue entre los componentes, dándoles nombres distintos:

- **Disolvente.** Es el componente que domina e impone sus características físicas a la disolución. En general, es el componente mayoritario. Por ejemplo, en el agua salada, el disolvente es el agua.
- **Soluto.** Es el otro componente (o componentes si hay varios), generalmente el minoritario. En el caso del agua salada el soluto es la sal.

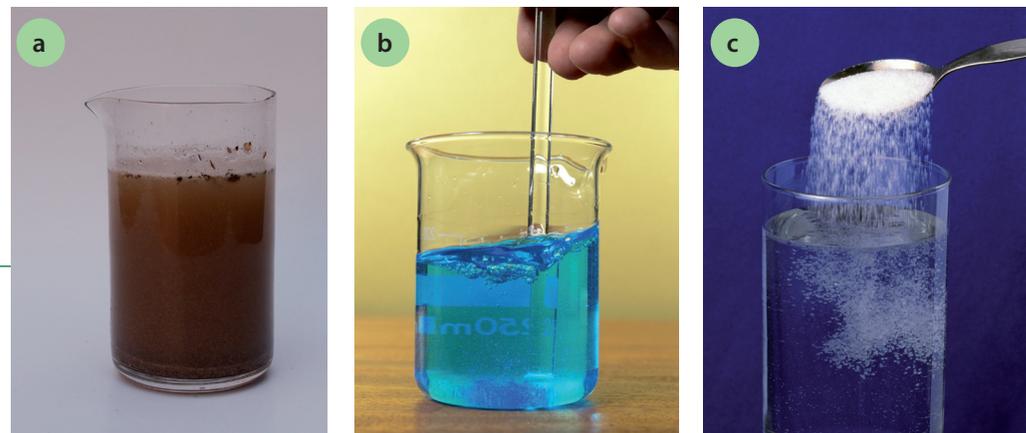


Figura 3.13. El agua embarrada (a) es una mezcla heterogénea no una disolución, como la de sulfato de cobre (b) o la de azúcar en agua (c).

4.2. Concentración

En una mezcla, la proporción de un componente respecto al total se conoce como concentración y puede expresarse en diversas unidades:

Porcentaje en masa de un componente A de una mezcla (tanto homogénea como heterogénea):

$$\frac{\text{gramos del componente A}}{\text{gramos totales de la mezcla}} \cdot 100$$

Gramos de soluto por litro de disolución (para mezclas homogéneas):

$$\frac{\text{gramos del soluto A}}{\text{litros de disolución}}$$

Porcentaje en volumen. Útil en disoluciones de gases o de líquidos (Figura 3.14). Ambos volúmenes deben expresarse en las mismas unidades, por ejemplo, en litros:

$$\frac{\text{gramos del soluto A}}{\text{litros de disolución}} \cdot 100$$



Figura 3.14. La solubilidad del oxígeno en agua disminuye con la temperatura. El calentamiento de los mares puede ocasionar la asfixia de peces y de otros animales.

Actividades resueltas

1. Para preparar unas tabletas antipolillas se mezclan 10 g de talco, 5 g de alcanfor, 2 g de cera de abejas y 3 g de lanolina. Calcula el porcentaje de cada componente en la mezcla.

Primero, se calculan los gramos totales:

$$10 \text{ g} + 5 \text{ g} + 2 \text{ g} + 3 \text{ g} = 20 \text{ g}$$

Luego, los porcentajes son:

$$\% \text{ talco} = \frac{10 \text{ g de talco}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 50 \%$$

$$\% \text{ alcanfor} = \frac{5 \text{ g de alcanfor}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 25 \%$$

$$\% \text{ cera} = \frac{2 \text{ g de cera}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 10 \%$$

$$\% \text{ lanolina} = \frac{3 \text{ g de lanolina}}{20 \text{ g totales}} \cdot 100 = 15 \%$$

Naturalmente, la suma de todos los porcentajes debe sumar cien: $50 + 25 + 10 + 15 = 100$.

2. Se disuelven 120 mg de sal común o cloruro sódico (NaCl) en 250 mL de agua. Suponiendo que el volumen de la disolución es el mismo que el del agua antes de aceptar el soluto, calcula la concentración salina en g/L.

Primero, se convierten los miligramos a gramos:

$$120 \text{ mg de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1.000 \text{ mg}} = 0,12 \text{ g de NaCl}$$

Después, se pasan los mililitros a litros:

$$250 \text{ mL de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1.000 \text{ mL}} = 0,250 \text{ L de H}_2\text{O}$$

Luego, la concentración de NaCl en la disolución preparada será:

$$\frac{0,12 \text{ g de NaCl}}{0,250 \text{ L de disolución}} = 0,48 \text{ g/L}$$



Figura 3.15. Disolución saturada. El azúcar del fondo ya no puede disolverse.



Figura 3.16. La cal es una sal poco soluble que forma incrustaciones como esta en el interior de un tubo de cobre (el color azul es debido al óxido de cobre).

4.3. Solubilidad y saturación

Los gases se mezclan entre sí en cualquier proporción (por ejemplo, oxígeno y nitrógeno). Los líquidos, si son miscibles, también (como agua y etanol).

En cambio, la disolución de sólidos o de gases en líquidos, muestra un máximo a partir del cual no se disuelve más soluto. Se dice que la disolución está **saturada** (Figura 3.15).

Una disolución **saturada** es la que no admite más soluto.

Solubilidad de un soluto en un disolvente es la concentración de la disolución saturada.

En el caso de disoluciones de sólidos en líquidos, si se calienta la solución, esta admite más soluto. En cambio, en disoluciones de gases en líquidos, un aumento de temperatura perjudica la solubilidad. Es por esto que las aguas frías disuelven más oxígeno que las templadas y permiten una mejor respiración de peces y otros animales acuáticos. Así pues, **la solubilidad de las sustancias depende de la temperatura:**

- La solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta con la temperatura.
- La solubilidad de la mayoría de los gases disminuye con la temperatura.

Por ello, debe indicarse la temperatura en los valores de solubilidad. En general, se acostumbra a facilitar los valores referidos a 25 °C. Habitualmente, se califica a las sustancias de solubles, poco solubles e insolubles, aunque en realidad no hay ninguna que sea totalmente insoluble (Figura 3.16).

En las mezclas entre líquidos, es determinante la naturaleza química de cada uno de ellos. Si se parecen químicamente, la mezcla será homogénea. Si no se parecen, la mezcla será difícil, heterogénea y tenderán a separarse. Se distinguen dos grandes grupos de sustancias:

- **Hidrófilas** o polares, como el agua o el alcohol.
- **Lipófilas**, apolares o hidrófobas, como el aceite, la gasolina o el benceno.

Las sustancias de la misma clase se mezclan homogéneamente entre ellas (por ejemplo, agua y alcohol o también gasolina y aceite). Las de distinta clase, se mezclan mal (por ejemplo, agua y aceite). Su mezcla será heterogénea y tenderá a separarse.

Actividades resueltas



3. La solubilidad del sulfato sódico (Na_2SO_4) a 30 °C es de 500 g por litro de agua. Calcula qué cantidad de esta sal podrá disolverse como máximo en 300 mL de agua.

Primero, se convierten los mililitros a litros:

$$300 \text{ mL de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1.000 \text{ mL}} = 0,3 \text{ L de H}_2\text{O}$$

Luego, se multiplica por el factor de la solubilidad:

$$0,3 \text{ L de H}_2\text{O} \cdot \frac{500 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L de H}_2\text{O}} = \\ = 150 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

5. Clases y ejemplos de mezclas

Las mezclas se clasifican según su homogeneidad y estado físico:

- **Mezclas gaseosas** (Figura 3.17). Todos los gases dan, entre sí, mezclas homogéneas o disoluciones. En un gas, también se pueden mezclar gotitas de líquido o partículas de sólido, dando los aerosoles, que son mezclas heterogéneas.



El aire es una **disolución** de nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, vapor de agua y otros gases.



Las nubes, la niebla o los sprays de perfumes o de insecticidas son ejemplos de **aerosoles de líquidos**.



Los humos o el aire cargado de polvo son ejemplos de **aerosoles de sólidos**.

Figura 3.17.

- **Mezclas líquidas** (Figura 3.18). Si un sólido, otro líquido o un gas son miscibles en un líquido, se forma una **disolución**. Pero si esta miscibilidad o solubilidad no es completa, la mezcla es **heterogénea**.



Disolución: sólido, líquido o gas miscibles en un líquido. El cava contiene sales, azúcar, alcohol y CO₂ disueltos en agua.



Suspensión: mezcla **heterogénea** de sólido en líquido, como barro o harina en agua. Un gel es una suspensión intermedia entre sólido y líquido.



Emulsión: mezcla **heterogénea** de dos líquidos no solubles, como agua y aceite. La mayonesa y la leche también son emulsiones.



Espuma líquida: mezcla **heterogénea** de un gas en un líquido, como la de la cerveza, la nata o claras de huevo montadas.

Figura 3.18.

- **Mezclas sólidas** (Figura 3.19). También las hay homogéneas y heterogéneas.



Las mezclas **homogéneas** de metales son las **aleaciones**, como el bronce (cobre y estaño) y el acero inoxidable (hierro, níquel y cromo).



El granito es una mezcla **heterogénea** de sólidos (cuarzo, mica y feldespato). La gravilla o la arena también, pero sin cohesionar.



La gelatina, al igual que el queso o el ópalo (una piedra preciosa), es una mezcla **heterogénea** de un líquido en un sólido.



Espuma sólida: mezcla **heterogénea** de gas y sólido. Ejemplos son el merengue, la piedra pómez y la espuma de poliuretano.

Figura 3.19.

6. ¿Cómo separar las mezclas?

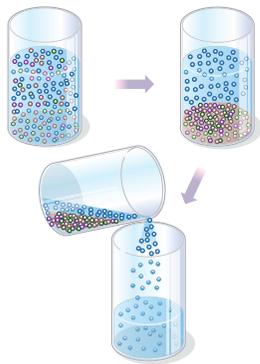
Los métodos de separación para mezclas heterogéneas y homogéneas líquidas son muy habituales porque se manejan con más facilidad que los sólidos y no presentan el riesgo de fugas de los gases.

6.1. Separar mezclas heterogéneas líquidas

La sedimentación y la decantación son adecuadas para tratamientos de grandes cantidades de mezcla. Es el caso de tratamientos de aguas naturales o residuales. La filtración se usa en procesos medianos y la centrifugación es de mayor coste y adecuada para tratamientos especiales.



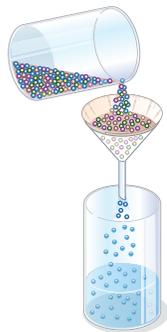
Figura 3.20. Los buscadores de oro en los ríos auríferos utilizan la técnica de la decantación con sus platos de búsqueda.



- **Sedimentación y decantación** (Figura 3.20). Si la mezcla se deja reposar, los sólidos en suspensión se depositan por su mayor densidad. A veces, se ayuda este proceso con sustancias llamadas floculantes, que ayudan a las partículas a juntarse para formar otras mayores (flóculos). Después de la sedimentación, se vierte con cuidado el líquido clarificado por la parte superior del recipiente. Si los flóculos flotan en lugar de precipitar, se separan peinando la parte superior de la mezcla. Se usa manualmente por los buscadores de oro en los ríos. A gran escala, es el primer paso tanto en la preparación de aguas potables como en la depuración de aguas residuales. También se aplica a separar líquidos inmiscibles (como agua y aceite). Para esta tarea, en el laboratorio, se usa el llamado embudo de decantación.



Figura 3.21. Los filtros de papel son muy usados tanto en el laboratorio como en el hogar.



- **Filtración** (Figura 3.21). Se hace pasar la mezcla a través de un material poroso, como tejidos, papel o porcelana porosa, que retienen los materiales más gruesos. Según la porosidad del filtro se retendrán más o menos partículas. Es un método común en el hogar, en laboratorio y en la industria, como el filtrado del café o el de la gasolina. También se usa en la depuración de las aguas naturales y residuales, haciéndolas pasar a través de filtros de arena.

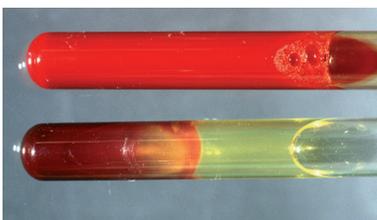
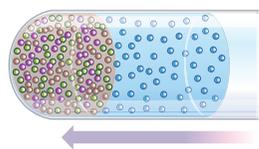


Figura 3.22. Sangre sin tratar y una vez centrifugada: en el fondo, las células y, sobrenadando, el suero sanguíneo.



- **Centrifugación** (Figura 3.22). Mediante unas máquinas llamadas centrífugas, se aplica una gran velocidad de giro a la mezcla depositada en tubos apropiados. El resultado se parece a un aumento de gravedad. Con ello, las partículas más pesadas caen al fondo del tubo, clarificándose el líquido. Permite separar el suero de las células sanguíneas y también los distintos componentes de la leche, como la manteca y las proteínas.

6.2. Separar mezclas homogéneas líquidas

Destacan los métodos basados en la evaporación del disolvente. Los principales son:

- **Evaporación** total del disolvente (Figura 3.23), generalmente calentando. Así, se obtiene el soluto sólido que no se evapora. Es el caso de las salinas, donde las aguas se evaporan al Sol quedando la sal. También en la obtención de azúcar a partir de los jugos de las plantas, como la remolacha o la caña de azúcar.
- **Liofilización** (Figura 3.24). Se congela la disolución y se reduce bruscamente la presión. El disolvente sublima y se desprende en forma de vapor, quedando el soluto. Se usa en alimentos, como el café soluble, y en medicamentos que no resisten la evaporación al calor.
- **Destilación** (Figura 3.25). La mezcla se calienta en recipiente cerrado. Sus vapores se conducen hacia un serpentín refrigerado con agua fría. Al enfriarse, los vapores se condensan en un líquido que se recoge en otro recipiente. Así se obtiene agua destilada, de bajo contenido mineral. Por destilación también se separan dos o más líquidos según su volatilidad. Por ejemplo, las destilerías obtienen licores, e incluso alcohol puro, a partir de vinos y fermentados alcohólicos gracias a que el alcohol es más volátil que el agua y se evapora antes. También se usa la destilación en la obtención de gasolinas y otros derivados del petróleo.
- **Cristalización** (Figura 3.26). En una disolución saturada y en reposo puede que el soluto se separe como sólido en forma de cristales. Se consigue, evaporando el disolvente o enfriando, pues la solubilidad es más baja a menor temperatura. Se usa en la purificación de muchos medicamentos.

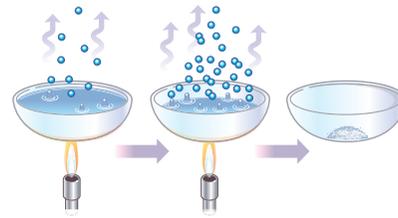


Figura 3.23. Por calefacción se consigue evaporar el disolvente y queda el residuo sólido. En la fotografía, salinas a pleno sol.

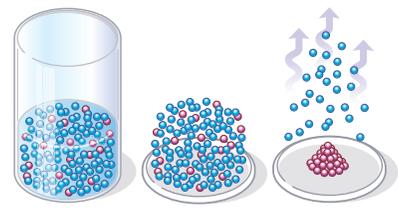


Figura 3.24. Al liofilizar, el disolvente sublima al bajar la presión. Ideada para astronautas, hoy se usa en productos comunes, como el café instantáneo.

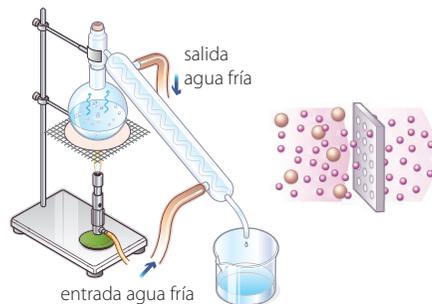


Figura 3.25. Esquema de una destilación y fotografía de un antiguo alambique (nombre de origen árabe que reciben estos aparatos).

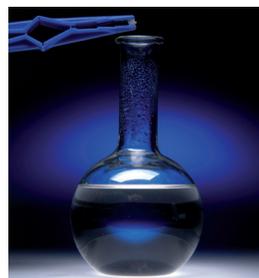
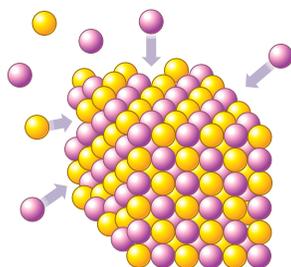


Figura 3.26. El cristal se forma a partir de partículas disueltas. La adición de un cristalito a la disolución saturada puede desencadenar la cristalización.

Actividades finales



+ Para repasar

1. Cita tres características comunes a todos los átomos.
2. ¿En qué se parecen y en qué se diferencian un protón y un neutrón?
3. ¿En qué se parecen y en qué se diferencian un protón y un electrón?
4. ¿Cuántos protones tienen los átomos del elemento undécimo de la tabla periódica? ¿Y electrones?
5. Nombra diez elementos metálicos y sus aplicaciones.
6. Indica cinco elementos no metálicos fundamentales para los seres vivos.
7. ¿Qué elementos forman el Sol y otras estrellas?
8. ¿Qué es un elemento químico? ¿Cuántos se conocen hoy día? ¿Pueden conocerse muchos más?
9. ¿Qué es un compuesto químico? ¿Pueden conocerse muchos más?
10. ¿Puede un sólido estar formado por moléculas?
11. Cita diferencias entre una molécula diatómica y un retículo cristalino. Nombra tres aleaciones.
12. ¿De qué depende que una mezcla de dos líquidos sea homogénea o no? ¿Y de dos gases?
13. ¿Qué significan los siguientes términos: a) hidrófilo, b) heteroatómico, c) cristalino, d) reticular, e) amorfo?
14. ¿Cómo conseguirías mezclar agua y aceite?
15. ¿Qué es soluto y disolvente en una mezcla? ¿Cómo debe ser esta mezcla?
16. Cita tres ejemplos de sustancias moleculares y tres de sustancias cristalinas.
17. Cita dos métodos de separación de mezclas homogéneas y dos de mezclas heterogéneas.

+ Para aplicar

18. Para preparar un merengue, se separan las claras de los huevos, se les añade azúcar, se baten y se cuecen. ¿Con qué tipo de mezcla se identifican las claras en cada paso?
19. ¿Cómo se forma la espuma de una cerveza? ¿Por qué antes de abrir no presenta espuma?
20. Di cuáles de las siguientes sustancias (Figura 3.27) a) están formadas por moléculas, b) por retículos, c) son un elemento, d) son un compuesto:
21. ¿Son compuestos o elementos: hidrógeno, H_2 ; metano, CH_4 ; agua, H_2O ; mercurio, Hg; butano, C_4H_{10} ?
22. Clasifica como elementos o compuestos: agua, H_2O ; nitrógeno, N_2 ; ácido etanoico, CH_3COOH ; mercurio, Hg; hidrógeno, H_2 ; plomo, Pb; sulfato sódico, Na_2SO_4 .
23. Escribe las fórmulas empíricas de las siguientes moléculas. ¿Conoces sus nombres (en rojo los átomos de oxígeno, en azul los de nitrógeno, en negro los de carbono y en blanco los de hidrógeno)? (Figura 3.28).

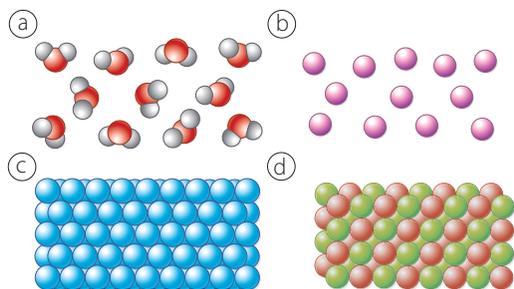


Figura 3.27.

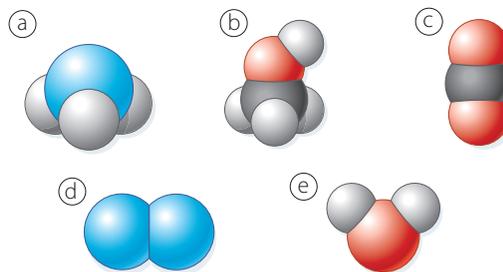


Figura 3.28.

24. Clasifica como mezcla o sustancia pura: granito, agua destilada, butano, vino, vinagre, leche, sal común, azúcar, gaseosa.
25. ¿Cómo separarías una mezcla de aceite, arena y sal?



26. Explica como separarías una emulsión de agua, alcohol, azúcar y aceite.
27. Cita cinco bebidas obtenidas por destilación.
28. ¿Son elementos o compuestos: agua, H_2O ; nitrógeno, N_2 ; ácido etanoico, CH_3COOH ; mercurio, Hg ; hidrógeno, H_2 ; plomo, Pb ; sulfato sódico, Na_2SO_4 ?
29. ¿Qué tipo de mezcla son: arena, leche, tinta china, clara de huevo, mahonesa, humo?
30. Clasifica como mezclas homogéneas o heterogéneas: cerveza, café, mantequilla, agua de mar, aire, bronce, tónica.
31. Calcula la concentración en g/L y el porcentaje en masa de la disolución que se forma al añadir 500 mg de azúcar a 300 mL de agua (d agua = 1.000 g/L).
32. Calcula la concentración en gramos por litro de una disolución de 0,025 kg de fluoruro potásico en agua hasta un volumen total de 250 mL.
33. Se mezclan 500 g de etanol con 500 g de agua. Calcula las concentraciones del agua y del etanol.
34. Nombra cinco aleaciones comunes y sus cualidades.
35. Cita tres emulsiones y tres espumas.
36. Cita diez mezclas frecuentes en la cocina.
37. ¿Con qué disolvente limpiarías unas manchas de: tomate, betún, dulce de azúcar, lápiz de labios?
38. Un acuario de 2 m de largo, 60 cm de ancho y 70 cm de alto, se llena hasta la mitad de agua con una concentración salina de 0,2 g/L. ¿Cuánta agua destilada se añadirá para reducir la concentración a 0,15 g/L?

Para ampliar

39. Investigando la materia, los científicos hallaron las «bombas atómicas». ¿Cuál es su fundamento?
40. ¿Qué aparatos de uso cotidiano se derivan de la investigación atómica?
41. Explica qué separaciones se dan en la depuración de aguas residuales.
42. Mide con la probeta 250 cm³ de agua. Viértela en un vaso de precipitados. Añade azúcar hasta saturación mientras agitas con una varilla. Pesa la disolución, resta la masa de agua y averigua la cantidad de azúcar añadido. Calcula la concentración. ¿Cómo se conoce esta concentración? Mide y anota su temperatura. ¿Es importante? ¿Por qué?
43. En la contaminación ambiental inciden los aerosoles de líquido y sólido. Explica de dónde provienen.
44. Para ahondar en el conocimiento de la estructura de la materia se precisan grandes energías. ¿Por qué?

Pon en práctica

Separación de pigmentos de una tinta

Objetivo

Practicar una técnica de separación de sustancias solubles en un disolvente: la **cromatografía**.

Material

Papel de filtro, rotuladores de colores, vaso de precipitados de 250 mL, varilla de vidrio, alcohol etílico.

Procedimiento

Vierte etanol en el vaso hasta una altura de 1 cm. Corta una tira de papel de filtro de 3 cm de

ancho y algo más larga que la altura del vaso. Pinta una mancha intensa y pequeña con el rotulador a unos 2 cm del final. Enrolla un extremo en la varilla de modo que el extremo con la mancha se sumerja en el alcohol, pero no la mancha.

Resultado

Al ascender por la tira, el alcohol arrastra los pigmentos de la tinta (Figura 3.29), pero no todos a igual velocidad. Así se separan en franjas de colores. Repítelo con otras tintas.

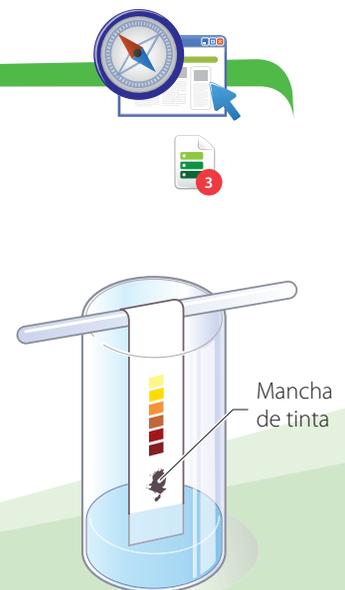


Figura 3.29.