

1

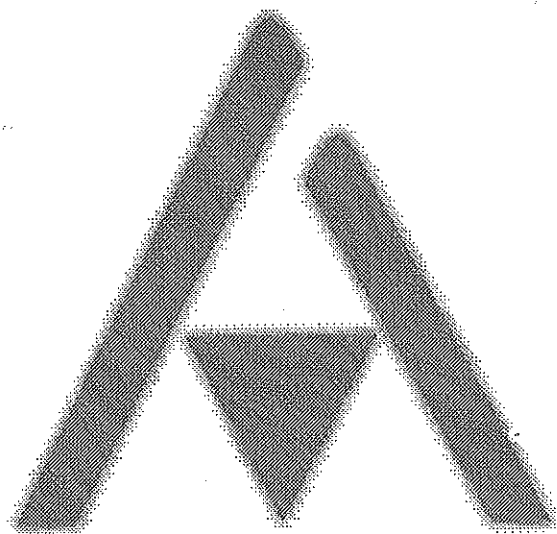
3

EDUCACIÓN SECUNDARIA

Física y Química

S. Zubiaurre, A.M.^a Morales,
J.M.^a Arsuaga, A. Pérez

ADAPTACIÓN CURRICULAR



1 La medida. El método científico

1 Las ciencias de la naturaleza

La ciencia es el conjunto de conocimientos sobre aquello que nos rodea y es de nuestro interés. Estos conocimientos los hemos obtenido mediante la observación, la experimentación y el razonamiento.

1.1 La Física y la Química

La Física y la Química forman parte de las ciencias de la naturaleza y **estudian los cambios** que experimenta un cuerpo o sistema, cualquiera que sea su naturaleza o su tamaño.

La **Física** se dedica a los cambios físicos, que **no modifican** la naturaleza de los cuerpos, mientras que la **Química** se ocupa de aquellos cambios, llamados cambios químicos, que **sí modifican** la naturaleza de los cuerpos.

■ Características de la Física y la Química

- * Son **ciencias experimentales**, por lo que su desarrollo es, sobre todo, **empírico**, es decir, basado en la experimentación.
- * Siguen un determinado método, que llamamos **método científico**.
- * Utilizan el lenguaje científico, basado en el uso de fórmulas y el cálculo matemático.
- * Proponen explicaciones sobre un hecho que son **provisionales**; es decir, pueden ser revisadas a la luz de nuevas observaciones.

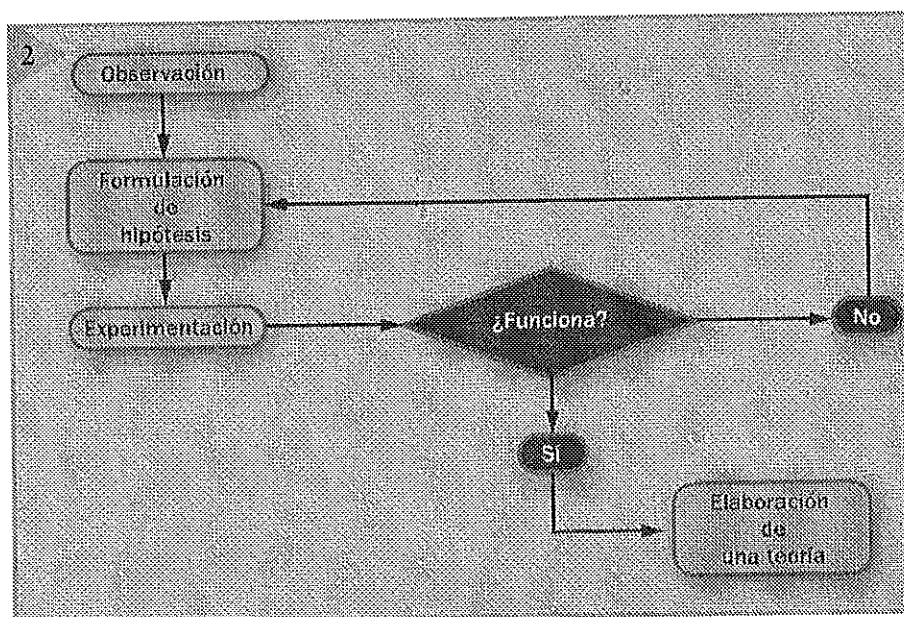
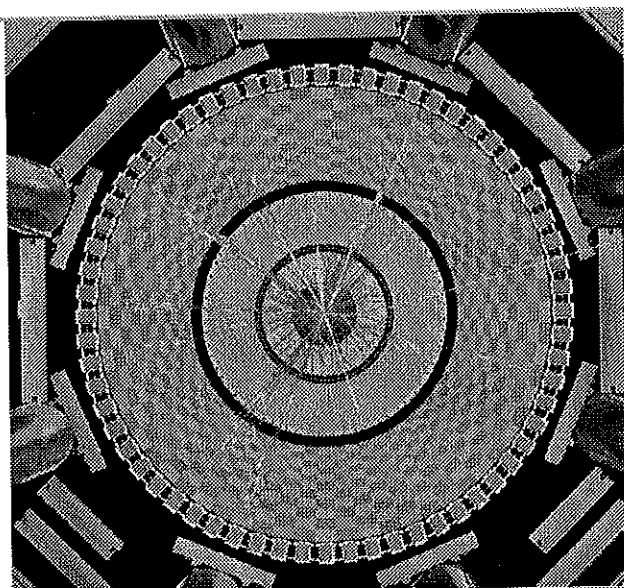
1.2 El método científico

Para poder explicar cualquier cambio en la naturaleza, los científicos utilizan un método de trabajo riguroso y sistemático al que se denomina **método científico**. Consta de las siguientes etapas:

1. Observación minuciosa de un fenómeno de interés.
2. Después de la observación viene la etapa de **formulación de hipótesis**, que es la explicación provisional del hecho observado.
3. Una vez formulada una hipótesis, el científico debe comprobar si es cierta mediante algún **experimento** en el laboratorio o sobre el terreno.
4. El **análisis** de los datos obtenidos en los experimentos permite dar validez, o no, a las hipótesis formuladas. A veces, observamos ciertas repeticiones o regularidades en los hechos observados, en cuyo caso podemos enunciar una **ley**. Un conjunto de leyes nos da una **teoría**.
5. Una vez formulada la teoría, el científico comunica sus resultados. Así, otros científicos podrán corroborar la validez de la teoría y, en caso afirmativo, difundirla a la sociedad.

WWW En la web

Todas las unidades de este libro incorporan un mapa conceptual; recuerda lo que son realizando la actividad «Los mapas conceptuales». Después, realiza la actividad interactiva «El método científico».



1 El nacimiento de una estrella (izquierda) o las colisiones entre las partículas subatómicas (derecha) son campos donde trabajan la Física y la Química.

2 Representación esquemática del método científico.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

1 Indica si las siguientes características son propias de la ciencia:

- El dogmatismo; es decir, proponer ideas que no pueden cambiar.
- Proponer ideas que puedan verificarse.
- Utilizar un lenguaje ambiguo.
- Explicar hechos del mundo real.

▼ Expresa lo que sabes

2 ¿Podríamos aplicar todas las etapas del método científico para explicar la formación del sistema solar?

▼ Ten iniciativa

3 Los antiguos griegos, y muchas escuelas de entonces, sostenían que el mundo natural podía explicarse desde la razón y que no era necesaria la experimentación. Valora dicha afirmación y señala algunos hechos o descubrimientos que no sigan dicha idea.

2 Las magnitudes físicas

La comprobación experimental de una hipótesis nos obliga a **medir** las **propiedades observables** de los cuerpos **que podemos cuantificar de forma objetiva**. A estas propiedades las llamamos **magnitudes físicas**.

2.1 El Sistema Internacional de unidades

Para que el proceso de obtener una medida sea posible, es necesario definir previamente la **unidad** en que se mide cada magnitud.

En la XI Conferencia General de Pesos y Medidas (París, 1960), los científicos establecieron el **Sistema Internacional de unidades, SI**, con el cual quedaban unificados los sistemas de unidades utilizados en cada país.

El SI se organiza en siete **magnitudes fundamentales**, de las que, mediante expresiones matemáticas, se obtienen las demás, denominadas **magnitudes derivadas**. Para escribir las unidades en que medimos las magnitudes seguimos unas normas:

- Una unidad se representa por su símbolo, formado por una o más letras minúsculas (si el nombre de la unidad deriva de un nombre propio, la primera letra del símbolo se escribe con mayúscula).
- A los símbolos no se les añade nunca la letra «s» de plural.
- Los símbolos se escriben sin el punto final, pues no son abreviaturas.

2.2 Múltiplos y submúltiplos

En ocasiones, las magnitudes que queremos medir conducen a números muy grandes o números muy pequeños. En estos casos, se utilizan múltiplos o submúltiplos del SI, y la unidad resultante se representa **añadiendo un prefijo** al símbolo de la unidad correspondiente.

Así, por ejemplo, la distancia de la Tierra a la estrella más cercana, Alfa Centauro, podemos expresarla como 40 000 Tm (terámetros) y el radio del átomo de sodio, suponiéndolo esférico, como 186 pm (picómetros).

Notación científica

Otra posibilidad es utilizar la **notación científica**, que consiste en expresar la cantidad que hayamos obtenido con **una cifra entera, seguida o no de decimales, y una potencia de diez**. En los ejemplos anteriores:

$$40\,000\text{ Tm} = 40\,000\,000\,000\,000\,000\text{ m} = 4 \cdot 10^{16}\text{ m}$$

$$186\text{ pm} = 0,000\,000\,000\,186\text{ m} = 1,86 \cdot 10^{-10}\text{ m}$$

2.3 Factores de conversión

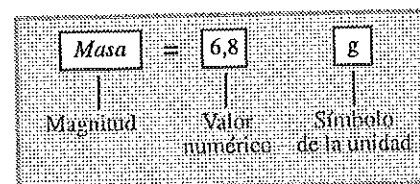
Es relativamente frecuente que algunos resultados no se expresen en unidades del SI. En estos casos, debemos convertir unas unidades en otras, utilizando para ello lo que denominamos **factores de conversión**.

Un factor de conversión es una **fracción** que expresa la equivalencia entre dos unidades que corresponden a una misma magnitud.

WWW En la web

Consulta las definiciones de las unidades en que se miden las magnitudes fundamentales del SI.

Después, visualiza el vídeo «Múltiplos y submúltiplos» y trabaja con las aplicaciones interactivas de transformación de unidades.



Múltiplos y submúltiplos del SI		
Prefijo	Símbolo	Potencia
Tera	T	10^{12}
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	k	10^3
Hecto	h	10^2
Deca	da	10^1
Unidad		$10^0 = 1$
Deci	d	10^{-1}
Centi	c	10^{-2}
Milli	m	10^{-3}
Micro	μ	10^{-6}
Nano	n	10^{-9}
Pico	p	10^{-12}

Magnitudes y unidades fundamentales del Sistema Internacional, SI

Magnitud	Unidad	Símbolo
Masa	Kilogramo	kg
Longitud	Metro	m
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad de corriente eléctrica	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	cd
Cantidad de sustancia	Mol	mol

Ejercicios resueltos

1 Expresa en notación científica:

a) 598 000 000 kg.

b) 0,000 021 5 s.

a) $598\,000\,000\text{ kg} = 5,98 \cdot 10^8\text{ kg}$ b) $0,000\,021\,5\text{ s} = 2,15 \cdot 10^{-5}\text{ s}$

2 Expresa en unidades del SI los siguientes datos experimentales:

a) 0,5 h.

b) 1 g/dm³.

c) 36 km/h.

a) Las equivalencias que vamos a utilizar son 1 h = 60 min y 1 min = 60 s; luego:

$$0,5\text{ h} \cdot \frac{60\text{ min}}{1\text{ h}} \cdot \frac{60\text{ s}}{1\text{ min}} = 1800\text{ s}$$

b) Las equivalencias que tenemos que utilizar ahora son 1 kg = 1000 g y 1 m³ = 1000 dm³. Por tanto, será:

$$1 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{1\text{ kg}}{1000\text{ g}} \cdot \frac{1000\text{ dm}^3}{1\text{ m}^3} = 1 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

c) En este caso, tenemos que utilizar las siguientes equivalencias: 1 km = 1000 m y 1 h = 3600 s (ya que tenemos en cuenta los factores de conversión del primer apartado de este ejercicio); luego:

$$36 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1000\text{ m}}{1\text{ km}} \cdot \frac{1\text{ h}}{3600\text{ s}} = 10 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

NOTA: Observa que las equivalencias se pueden dar de forma inversa: 1 min = 1/60 h, 1 dm³ = 0,001 m³ y 1 g = 0,001 kg. Resuelve este ejercicio con estas equivalencias y comprueba que el resultado no cambia.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

1 Razona si las siguientes características referidas a una persona podrían ser magnitudes físicas:

- Altura.
- Edad.
- Simpatía.
- Peso.

▼ Exprésate con precisión

2 Indica si es correcto medir las siguientes magnitudes en las unidades que damos a continuación:

- a) Tiempo, en años.
- b) Aceleración, en cm/min².
- c) Temperatura, en grados centígrados.

▼ Aplica lo aprendido

3 Un año luz (a.l.) es la distancia que recorre la luz en un año. ¿A cuántos metros equivale?

4 Expresa en notación científica los siguientes números:

- a) 6 022 000 000 000 000.
- b) 0,000 000 000 014 5.

▼ Practica ejercicios numéricos

5 Expresa en unidades del SI la masa de un átomo de sodio (Na), que es de 23 u.

Dato 1 u = 1,66 · 10⁻²⁴ g.

3 El proceso de medir

3.1 Instrumentos de medida

Para obtener el valor de una determinada magnitud física necesitamos utilizar instrumentos de medida.

La elección del instrumento de medida adecuado va a depender del **intervalo de medida** y de la **precisión** que necesitemos.

La precisión está determinada por dos cualidades: la **sensibilidad** del aparato, que es la mínima variación que detecta en el valor de la magnitud a medir, y su **fidelidad**, es decir, si da un mismo valor siempre que repitamos la medida en las mismas condiciones.

3.2 Carácter aproximado de las medidas

Cuando un científico quiere expresar el valor de una determinada magnitud física, debe tener en cuenta que **todas las medidas están sujetas a errores**, que pueden ser de dos tipos: sistemáticos o accidentales.

■ Errores sistemáticos

Se llaman así porque se cometen «sistemáticamente» en el proceso de medida. Son debidos al equipo de medida o a la persona que lo utiliza. Por tanto, **pueden minimizarse e incluso corregirse**.

■ Errores accidentales o aleatorios

Son errores fortuitos e impredecibles, es decir, desconocemos la causa concreta que los produce. Por tanto, **no se pueden evitar**.

3.3 Incertidumbre de la medida

Para minimizar los errores accidentales, tomamos varias medidas, de forma que la **media aritmética** de los valores medidos será el **valor** que tomaremos como **real o verdadero**.

Además, al expresar un resultado tenemos que indicar la **incertidumbre** que acompaña a una medida, que se puede expresar a partir del **error absoluto**, ϵ_a , o del **error relativo**, ϵ_r .

- Se llama error absoluto a la **diferencia** entre el valor medido y el valor real. Tiene las **unidades** de la magnitud que estamos midiendo.
- Se llama error relativo al **cociente** entre el error absoluto de una medida, sin su signo, y el valor verdadero de la medida. El error relativo **no tiene unidades**. Nos indica la calidad de una medida.

3.4 Exactitud y precisión de una medida

La **exactitud** de una medida indica la cercanía entre el valor experimental (valor medido) y el valor real de la magnitud que estamos midiendo. Una medida será exacta cuando no existan errores sistemáticos.

La **precisión** indica la cercanía entre sí de todas las medidas realizadas de una determinada magnitud física. La figura de la página siguiente nos muestra la diferencia entre estos conceptos.

WWW En la web

Puedes aprender a utilizar los instrumentos de medida que utiliza habitualmente un científico, junto con diverso material que solemos encontrar en un laboratorio de Física y Química. Después, trabaja con la aplicación interactiva «Instrumentos de medida».

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 Para medir la masa de una sustancia utilizamos una balanza analítica, obteniendo los siguientes resultados (medidos en idénticas condiciones):

8,220 g ; 8,221 g ; 8,221 g
8,222 g ; 8,222 g

Indica la sensibilidad de la balanza y razona si es fiel.

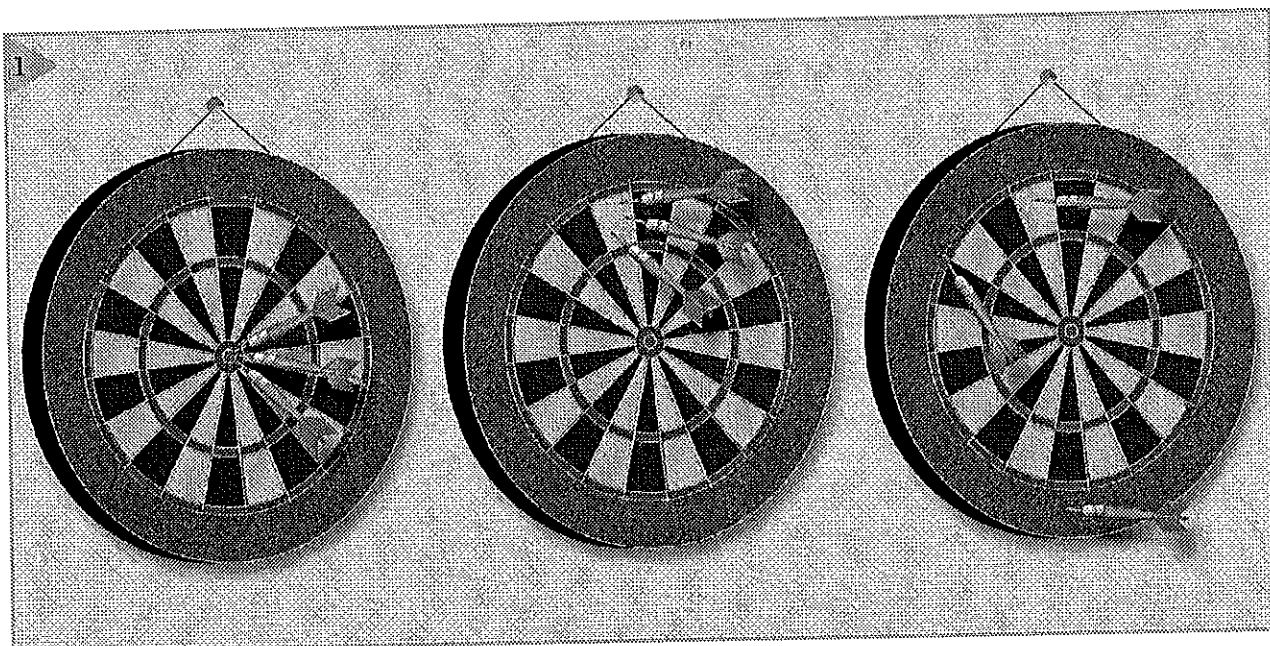
- 2 Clasifica los errores según la causa que los produce y pon algún ejemplo.

▼ Exprésate con precisión

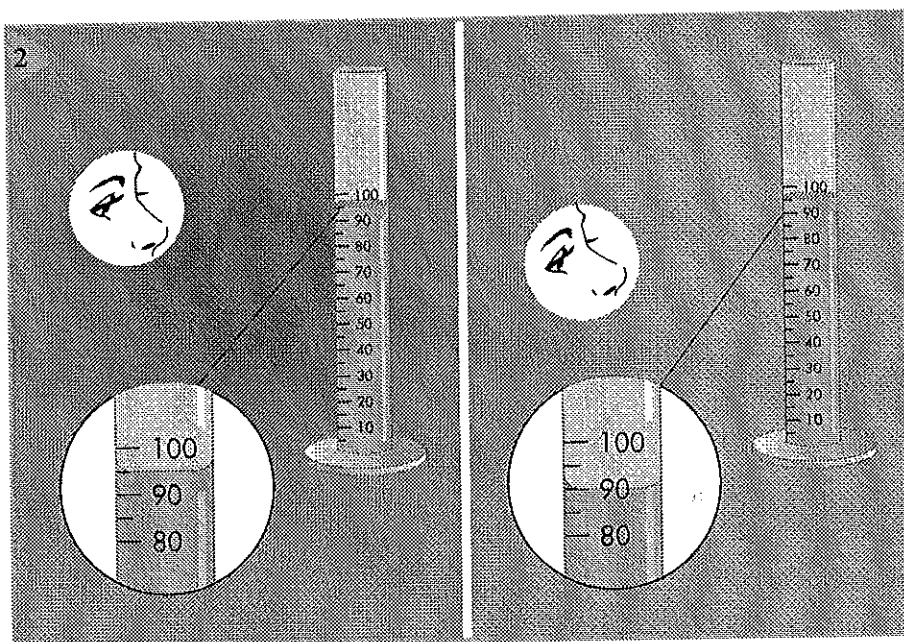
- 3 Indica los errores que encuentres en el siguiente informe presentado por un alumno: «La masa de una moneda, medida con una balanza de 1 mg de sensibilidad, es de 2,25 g. Además, su anchura, medida con una regla graduada en milímetros, es de 1,15 cm».

▼ Aplica lo aprendido

- 4 ¿Cuándo se comete mayor imprecisión, al indicar que un bebé tiene 10 meses o al decir que un joven tiene 20 años?



2



► Analogía para comprender los conceptos de precisión y exactitud. De izquierda a derecha: medidas precisas y exactas, medidas precisas pero inexactas y, por último, medidas imprecisas e inexactas.

► La superficie libre de los líquidos no es plana, sino curva, y se llama menisco. La medida correcta (izquierda) es la que hace coincidir la visual con la parte inferior del menisco; si no se hace así, se comete un error, llamado error de paralaje.

Ejercicios resueltos

¿Cuál de las dos medidas siguientes es más precisa: la anchura de la hoja de un libro, que es 210 ± 1 mm, o la distancia entre dos ciudades, que es 385 ± 1 km?

Será más precisa la medida que tenga **menor error relativo**. En el caso del folio, resulta:

$$\varepsilon_r (\text{folio}) = \frac{1 \text{ mm}}{210 \text{ mm}} \cdot 100 = 0,48\%$$

Para la distancia entre dos ciudades, tenemos:

$$\varepsilon_r (\text{ciudades}) = \frac{1 \text{ km}}{385 \text{ km}} \cdot 100 = 0,26\%$$

Por tanto, es más precisa (tiene mayor calidad) la medida de la distancia entre las dos ciudades, a pesar de que el error absoluto sea más grande. Es decir, el error absoluto no nos permite afirmar cuál de dos (o más) medidas es mejor.

4 Tratamiento de los datos

4.1 Cifras significativas

La precisión de una medida viene dada por el número de cifras significativas, c.s., que se utiliza para expresar el resultado.

Para el cómputo de cifras significativas, tomaremos todas las cifras distintas de cero y, además, las que son ceros pero están intercaladas entre otras o colocados a la derecha después de la coma en un número decimal.

En los siguientes ejemplos señalamos en color verde los ceros que deben considerarse c.s., y en color rojo los que no:

2 145: Tiene 4 c.s. 50 086: Tiene 5 c.s. 1,570: Tiene 4 c.s.

0,015: Tiene 2 c.s. 12 500: Tiene 3 c.s. 0,570: Tiene 3 c.s.

4.2 Operaciones y cifras significativas

Cuando se realizan operaciones matemáticas, el resultado debe tener las c.s. adecuadas, como veremos a continuación:

- * Un resultado nunca puede tener más cifras significativas que las que aprecie el instrumento de medida que estemos utilizando.
- * Al sumar o restar números con cifras decimales, no puede obtenerse una cantidad con mayor número de cifras decimales que las del dato que tenga menos.
- * Al multiplicar o dividir, el resultado no podrá tener más cifras significativas que el dato que tenga menos.
- * En un número entero podemos considerar todas las c.s. que queramos.

Redondeo

Si en alguna operación matemática obtenemos un valor con más c.s. que las indicadas por el error, tenemos que eliminar las cifras adicionales mediante un **redondeo**. Esto se hace según las siguientes normas:

- * Si la cifra que se descarta es menor que 5, entonces la cifra retenida no se altera. Ejemplo: $2,574 = 2,57$.
- * Si la cifra que se descarta es mayor que 5, o 5 seguido de cualquier dígito distinto de cero, entonces la cifra retenida aumenta en una unidad. Ejemplos: $2,576 = 2,58$, $2,5752 = 2,58$.
- * Si la cifra que se descarta es 5, o 5 seguido de cero, y la cifra adyacente retenida es impar, esta aumenta en una unidad, pero si es par, permanece como está. Ejemplos: $2,5750 = 2,58$, $2,5650 = 2,56$.

4.3 Tablas y gráficas

Una vez realizados los experimentos para estudiar un fenómeno, es preciso analizar los resultados obtenidos y ver qué relación existe entre ellos. Un método muy corriente es el uso de tablas y gráficas.

Una gráfica nos permite ver la relación que existe entre dos magnitudes físicas. Para poder dibujarla, previamente se toman los distintos valores obtenidos durante una experiencia y se agrupan en una tabla.

Actividades

Aplica lo aprendido

1 Indica el número de c.s. que tienen las siguientes medidas:

- a) 0,0208 s.
- b) 6,300 m.
- c) 2,010 kg.

2 Si una cinta métrica aprecia hasta el centímetro, ¿es correcto dar como resultado de una medida con ella el valor 5,245 m?

Practica ejercicios numéricos

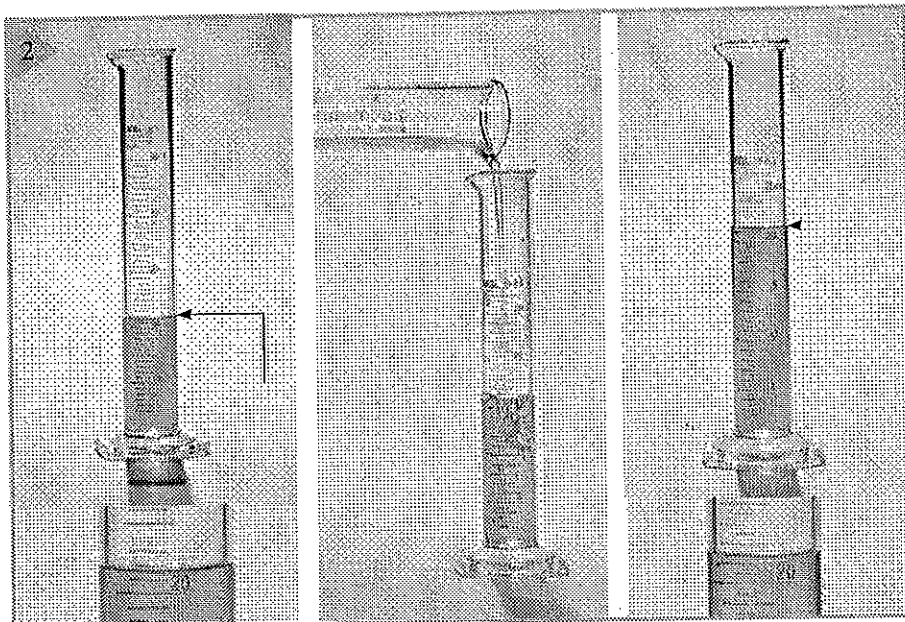
3 Realiza las siguientes operaciones, redondeando el resultado:

- a) $18,065 + 3,17 + 12,21$
- b) $3,16 \cdot 2,0 \cdot 7$

4 Al determinar la longitud de una mesa con una cinta métrica que aprecia hasta el milímetro, cinco alumnos obtuvieron estos valores:

56,2 cm ; 56,0 cm ; 56,3 cm
56,3 cm ; 56,5 cm

Escribe el resultado de la medida (valor numérico junto con la incertidumbre).



► El número de cifras significativas nos da una idea de la precisión de la medida. Así, si medimos el volumen de un líquido con una probeta de 50 mL, cuyas divisiones están separadas 1 mL, podremos obtener un resultado del estilo 22 mL. Sin embargo, este mismo volumen medido en una probeta de 25 mL, cuyas divisiones están separadas 0,5 mL, nos permitiría leer 21,5 mL.

Ejercicios resueltos

1 Realiza las siguientes operaciones, redondeando el resultado:

- a) $12,456 + 3,12$
b) $2,714 \cdot 1,2/1,03$

a) $12,456 + 3,12 = 12,576 = 12,58$

Donde hemos tenido en cuenta que el resultado solo puede tener dos cifras decimales (las de 3,12).

b) $2,714 \cdot \frac{1,2}{1,03} = 3,1619\dots = 3,2$

Ya que el resultado ha de tener tantas c.s. como el número que menos tiene, que es 1,2 (dos c.s.).

2 Demuestra que cuando se realizan varias operaciones sucesivas, el redondeo no debe hacerse hasta el final.

En cada redondeo hacemos una aproximación, lo que nos lleva a cometer un error. Por ello, cuantos menos redondeos hagamos, menor será el error.

Por ejemplo:

$$2,71 \cdot 5,152 \cdot \frac{3}{2} = 20,94288 = 20,9$$

Donde hemos redondeado a tres c.s., que son las que tiene el número 2,71.

Si redondeamos cada operación:

$$2,71 \cdot 5,152 = 13,96192 = 14,0$$

Y ahora, nos quedaría:

$$14,0 \cdot \frac{3}{2} = 21,0$$

3 Con una balanza que aprecia milésimas de gramo medimos la masa de una sustancia química, m , obteniendo los siguientes resultados: 2,242 g, 2,241 g, 2,243 g, 2,240 g y 2,243 g. Indica qué valor tomaríamos como verdadero y calcula el error absoluto y relativo de cada medida.

Tomaremos como resultado el valor medio, \bar{m} , es decir:

$$\bar{m} = \frac{2,242 \text{ g} + 2,241 \text{ g} + 2,243 \text{ g} + 2,240 \text{ g} + 2,243 \text{ g}}{5}$$

$$\bar{m} = 2,2418 \text{ g}$$

Que redondeamos a un número con 4 c.s., 2,242 g. El error absoluto y el error relativo de cada medida serían:

Medida	Valor medio	Error absoluto	Error relativo
m	\bar{m}	$e_a = m - \bar{m}$	$e_r = \frac{ e_a }{\bar{m}} \cdot 100$
2,242 g	2,242 g	0,000 g	0%
2,241 g	2,242 g	-0,001 g	0,04%
2,243 g	2,242 g	+0,001 g	0,04%
2,240 g	2,242 g	-0,002 g	0,08%
2,243 g	2,242 g	+0,001 g	0,04%

2 La materia y sus estados de agregación

1 La materia y sus propiedades

Materia es todo aquello que ocupa un **espacio**, tiene una duración en el tiempo y una propiedad fundamental llamada **masa**. Por tanto, **pesa**.

1.1 Propiedades generales y específicas

La materia se describe por sus **propiedades**. Existen **propiedades generales**, como la masa, el volumen o la temperatura, que **no sirven** para poder identificar una sustancia concreta, ya que son comunes para todas ellas.

Otras, como la densidad, sí permiten diferenciar una sustancia de otra y por esto se denominan **propiedades específicas**.

1.2 Propiedades intensivas y extensivas

Son **propiedades intensivas** aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de materia que consideremos, como la temperatura o la densidad.

Por el contrario, el valor de las **propiedades extensivas** sí depende de la cantidad de materia; es el caso de la masa, el volumen o la energía.

■ Algunas propiedades extensivas

- * La **masa** de un cuerpo, m , es la **cantidad de materia** que contiene. En el SI se mide en **kilogramos**, kg.
- * El **volumen**, V , es la **cantidad de espacio** que ocupa un cuerpo. Es una magnitud derivada y su unidad en el SI es el **metro cúbico**, m^3 . En el caso de los líquidos y los gases, se utiliza también el litro, L.

■ Algunas propiedades intensivas

- * La **densidad**, d , relaciona la masa de una sustancia con su volumen. Se define mediante la expresión matemática:

$$d = \frac{m}{V}$$

Es una magnitud derivada y en el SI se expresa en **kg/m³**.

- * La **temperatura** indica el **nivel térmico** de un cuerpo; es decir, su tendencia a **ceder calor** a otro cuerpo que se encuentre a menor temperatura o a **recibir calor** de él si su temperatura es mayor. La unidad de temperatura en el SI es el **kelvin**, K. Es frecuente utilizar también la escala **Celsius**, cuya unidad es el **grado centígrado**, °C. En los países de habla inglesa, se utiliza el grado Fahrenheit, °F. Las equivalencias son:

$$t(^{\circ}\text{C}) = t(\text{K}) - 273 \quad ; \quad t(^{\circ}\text{C}) = \frac{t(^{\circ}\text{F}) - 32}{1,8}$$

Equivalencias entre unidades de volumen y capacidad

Volumen	Capacidad
1 m ³	1 000 L
1 dm ³	1 L
1 cm ³	0,001 L = 1 mL

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 ¿Qué tipo de propiedades sirven para distinguir un cuerpo de otro?

▼ Relaciona información

- 2 Explica el significado de la temperatura utilizando un símil hidráulico, es decir, dos depósitos con agua a distinta altura y conectados entre sí.

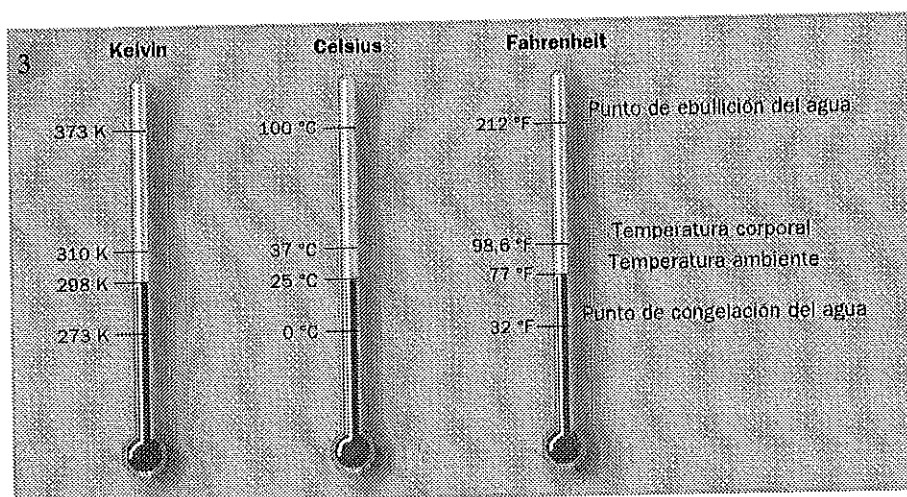
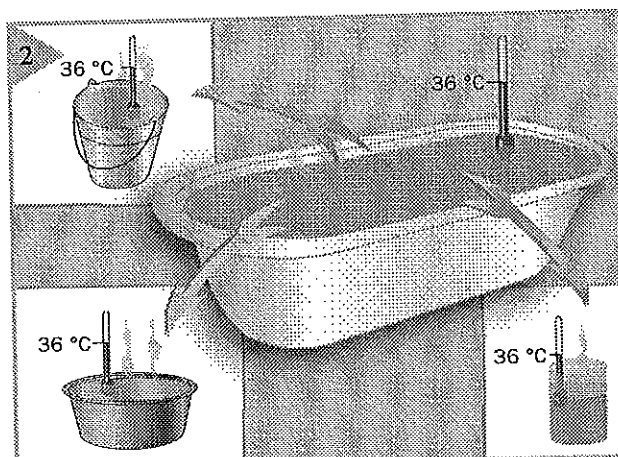
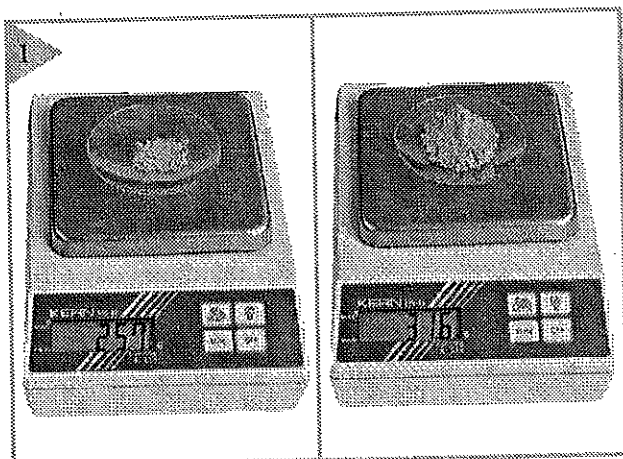
▼ Practica ejercicios numéricos

- 3 Sabiendo que 28 g de aire ocupan un volumen de 22,4 L, calcula su densidad en unidades del SI.

- 4 ¿Qué masa de aire hay en una habitación que tiene las siguientes dimensiones: 3,5 m × 2 m × 2,7 m?

Utiliza el valor de la densidad del aire que hayas obtenido en la actividad anterior.

- 5 El límite inferior de temperatura es el cero absoluto, 0 K. Expresa esta temperatura en °C y °F.

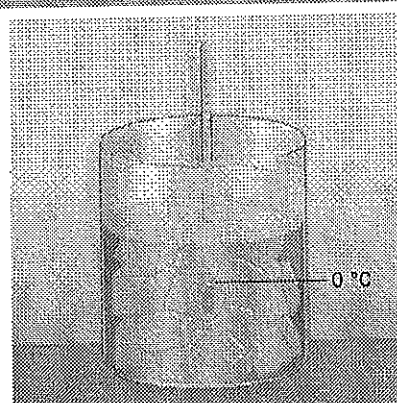


➤ La masa es una propiedad extensiva; la balanza marca distinto valor según la cantidad de materia que tomemos.

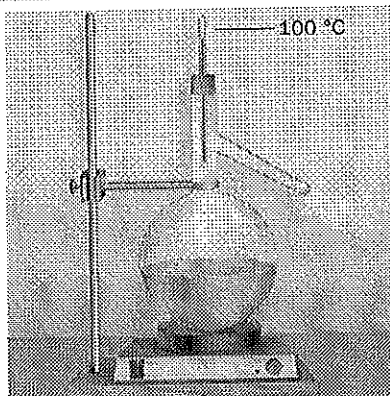
➤ La temperatura es una propiedad intensiva. En todos los recipientes, el termómetro marca la misma temperatura, aunque la cantidad de agua es diferente.

➤ Equivalencias entre las distintas escalas termométricas.

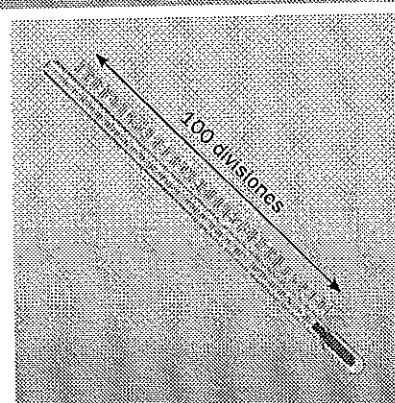
Construimos la escala de un termómetro en °C



➤ Se coloca un termómetro en un recipiente que contenga hielo y agua líquida en equilibrio. La columna de líquido descenderá hasta un punto al que asignamos el valor 0 °C.



➤ Luego, ponemos el termómetro en contacto con vapores de agua hirviendo; la columna de líquido ascenderá hasta alcanzar otro punto, que corresponde a 100 °C en nuestra escala.



➤ La distancia entre estos dos puntos se divide en cien partes iguales, a cada una de las cuales llamamos grado Celsius; este es el motivo por el que a esta escala la llamamos centígrada.

2 Los estados de la materia

En la corteza terrestre, la materia se presenta en tres estados de agregación: **sólido, líquido y gaseoso**, dependiendo de las condiciones de **presión y temperatura** a las que se encuentre.

2.1 La teoría cinético-molecular

Los **gases** son los sistemas materiales más sencillos, por eso, fueron los primeros en ser estudiados. Para explicar su comportamiento, se desarrolló, en el siglo XIX, la **teoría cinético-molecular**, TCM, según la cual:

- Los gases están formados por unas **partículas**, llamadas **moléculas**, que están **muy separadas** entre sí.
- Las moléculas están en **continuo movimiento**, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene de forma caótica.
- Cuanto mayor sea la **velocidad** de las moléculas, mayor será la **temperatura** del gas y viceversa.
- Entre las partículas del gas hay fuerzas de atracción muy débiles.

Pronto la TCM se extendió a sólidos y líquidos, lo que permitió a los científicos justificar los **estados de agregación de la materia**.

2.2 La descripción de los gases

Para describir científicamente el comportamiento de los gases se utilizan cuatro magnitudes físicas: la **cantidad** de gas, el **volumen** que ocupa, la **presión** que ejerce y la **temperatura** a la que se encuentra.

■ Presión de un gas

La **presión** de un gas es la fuerza que ejercen sus partículas al colisionar sobre la unidad de superficie.

Se mide con un aparato llamado **manómetro** y su unidad en el SI es el **pascal**, Pa ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$). Es muy habitual utilizar otras unidades de presión, como la atmósfera, atm, y el milímetro de mercurio, mmHg.

■ La presión atmosférica

La fuerza gravitatoria de la Tierra es capaz de retener una capa de gas (aire) a su alrededor llamada **atmósfera**. El peso que por unidad de superficie ejerce esta capa gaseosa sobre los cuerpos que en ella se encuentran se denomina **presión atmosférica**, y varía con la altitud y con las condiciones ambientales.

El físico italiano E. TORRICELLI (1608-1647) determinó, mediante un **barómetro de mercurio**, que la presión de la atmósfera al nivel del mar es igual a la que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura.

■ El gas ideal

Para simplificar el estudio de los gases, los científicos definen un gas hipotético, denominado **ideal o perfecto**, que se caracteriza porque las moléculas que lo forman ocupan un volumen despreciable frente al del recipiente, y las fuerzas de atracción entre ellas son nulas.

WWW En la web

Visualiza la simulación «Sólido, líquido y gas» y resuelve las actividades que la acompañan.

Equivalencias entre unidades de presión

$$1 \text{ bar} = 100\,000 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} = 1\,013 \text{ mb}$$

$$1 \text{ mb} = 1 \text{ hPa}$$

Actividades

Refuerza lo aprendido

- 1 ¿Qué es la presión de un gas? ¿Con qué instrumento se mide? Cita un par de ejemplos.
- 2 Y la presión atmosférica, ¿con qué aparato se mide?
- 3 ¿Qué es un gas ideal? ¿Existen los gases ideales?




Aplica lo aprendido

- 4 Un gas se encuentra a 25°C . Si aumentamos la temperatura, ¿variará la velocidad de sus partículas?

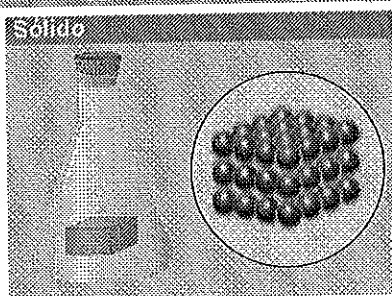
Practica ejercicios numéricos

- 5 Un gas está encerrado en un recipiente a una presión de 1 621 mb. Expresa este valor en atm.

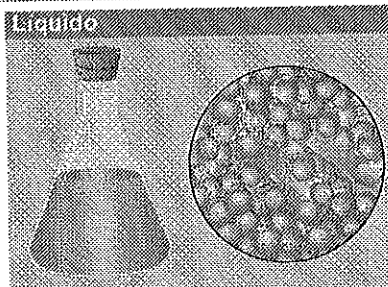
Características de sólidos, líquidos y gases

Sólidos	Líquidos	Gases
		
Son rígidos, es decir, no pueden desplazarse o fluir por sí mismos.	Son fluidos, es decir, pueden desplazarse a lo largo de una tubería por sí mismos.	Son fluidos.
Tienen forma y volumen propios.	No tienen forma propia (adoptan la del recipiente que los contiene), pero sí tienen volumen propio.	No tienen forma propia ni volumen propio, ya que ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.
Es muy difícil comprimirlos.	Es difícil comprimirlos, aunque menos que en el caso de los sólidos.	Es muy fácil comprimirlos.

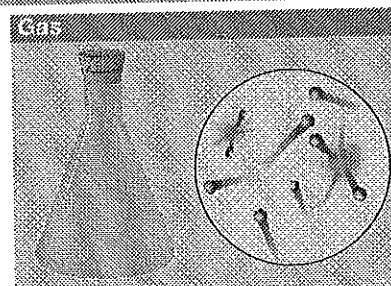
Justificación de los estados de agregación desde la TCM



Fuerzas de atracción entre las partículas muy intensas. Por eso, las partículas ocupan posiciones fijas muy próximas entre sí.



Fuerzas de atracción menos intensas. Esto permite a las partículas fluir, es decir, desplazarse manteniéndose juntas.



Fuerzas de atracción muy débiles. Por tanto, las partículas que componen el gas pueden moverse con libertad.

Ejercicios resueltos

1 A una determinada temperatura, un gas ejerce una presión de 85 000 Pa. Expresa este valor en atmósferas, atm.

El enunciado indica que la presión se ha medido a una determinada temperatura porque, como veremos en el epígrafe siguiente, la presión de un gas cambia si se modifican las condiciones de temperatura (o el volumen).

Realizamos el cambio de unidades teniendo en cuenta que 1 atm = 101 325 Pa:

$$p = 85\,000 \text{ Pa} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101\,325 \text{ Pa}} = 0,84 \text{ atm}$$

2 En el barómetro de un laboratorio situado al nivel del mar leemos que la presión atmosférica es de 700 mmHg. Sabiendo que en el centro de una

borrasca las presiones son inferiores a 1 000 mb, ¿dirías que el tiempo que tienen en esa zona es seco o lluvioso?

Para poder contestar debemos saber a cuántos milibares, mb, equivalen los 700 mmHg. Teniendo en cuenta las equivalencias de la página anterior, será:

$$p = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,921 \text{ atm}$$

Que equivale a:

$$p = 0,921 \text{ atm} \cdot \frac{1\,013 \text{ mb}}{1 \text{ atm}} = 933 \text{ mb}$$

Por tanto, podemos decir que estamos en una zona de borrasca y el tiempo será lluvioso.

3 Las leyes de los gases

El comportamiento de un gas ideal ante variaciones de presión y temperatura viene descrito por unas leyes conocidas como leyes de los gases.

3.1 Ley de Boyle y Mariotte

Para una misma masa de gas y manteniendo constante la temperatura, el **volumen** que ocupa el citado gas es **inversamente proporcional a la presión** a la que esté sometido.

También se puede enunciar diciendo que para una misma masa de gas, y si no cambia la temperatura, **el producto de la presión por el volumen tiene un valor constante, k** . Su expresión matemática es:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = k \quad ; \quad a \quad T = \text{constante}$$

La justificación de esta ley, según la TCM, es que al aumentar el volumen del recipiente, la distancia entre sus paredes será más grande, por lo que las moléculas chocarán menos veces contra la pared y la presión será menor.

3.2 Leyes de Charles y Gay-Lussac

■ Primera ley de Charles y Gay-Lussac

Para una misma masa de gas y a presión constante, el **volumen** que ocupa el gas es **directamente proporcional a su temperatura**. Es decir, si aumenta la temperatura de un gas, el volumen también lo hace y, además, en la misma proporción. La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad ; \quad \frac{V}{T} = k' \quad ; \quad V = k' \cdot T \quad (T \text{ en kelvin})$$

■ Segunda ley de Charles y Gay-Lussac

Para una misma masa de gas y a volumen constante, la **presión** que ejerce el citado gas es **directamente proporcional a su temperatura**. En este caso, si aumenta la temperatura, lo hace también la presión:

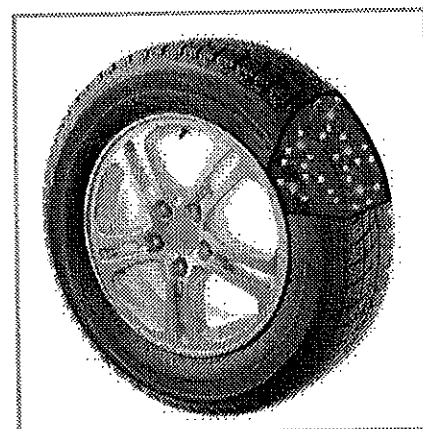
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad ; \quad \frac{p}{T} = k'' \quad ; \quad p = k'' \cdot T \quad (T \text{ en kelvin})$$

La TCM justifica estas leyes diciendo que al subir la temperatura, aumenta la velocidad de las moléculas del gas, que chocarán con más fuerza contra las paredes del recipiente y aumentará la presión. Si las paredes no son rígidas, se desplazarán, aumentando así el volumen del recipiente.

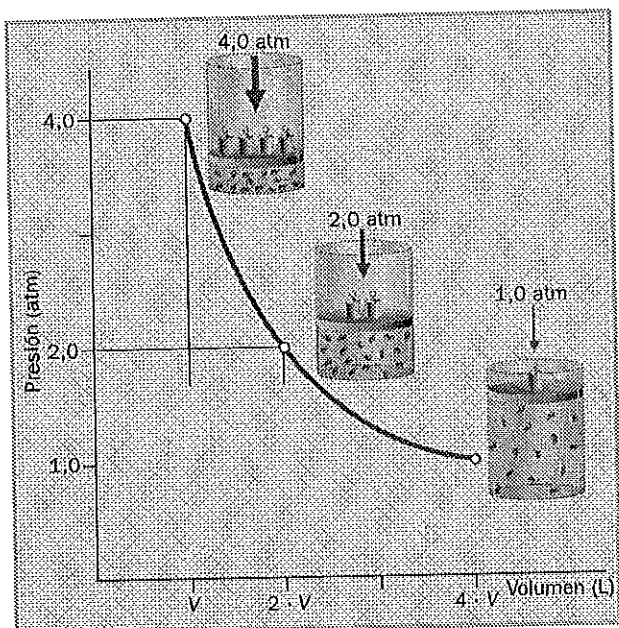
3.3 La TCM y las leyes de los gases

La TCM explica por qué un gas:

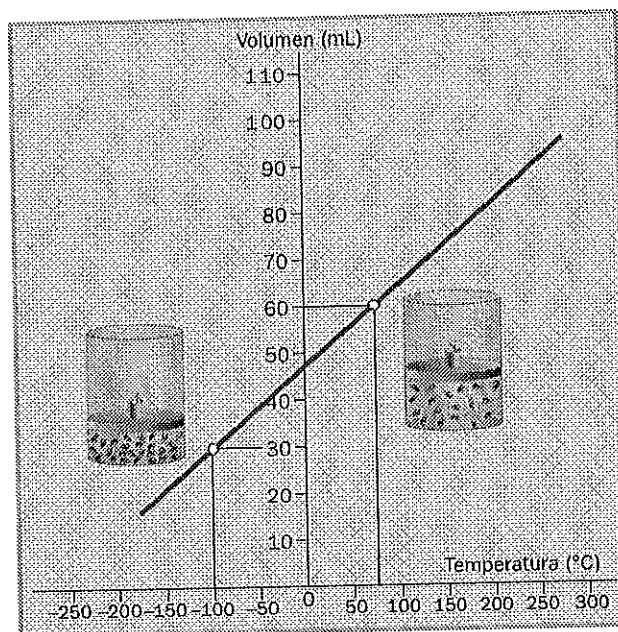
- * **Ejerce una presión**, que es debida a los continuos choques de las moléculas del gas contra las paredes del recipiente que lo contiene.
- * **Ocupa todo el volumen del recipiente**. En su movimiento al azar, las partículas del gas no encuentran ningún obstáculo a su movimiento. Por tanto, este se expandirá sin más límites que el propio recipiente.



➤ Ahora sabemos a qué es debida la existencia de la presión en un neumático.



► Representación gráfica de la ley de Boyle y Mariotte. Al disminuir la presión, aumenta el volumen en la misma proporción. Observa que el producto $p \cdot V$ es igual en todos los puntos.



► Representación de la primera ley de Charles y Gay-Lussac. La temperatura alcanza un mínimo, de $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$ o 0 K , llamado **cero absoluto**, porque el volumen no puede ser negativo.

Ejercicios resueltos

■ Un recipiente con una capacidad de 50 L contiene un gas a una presión de 2,5 atm. Calcula la nueva presión que ejercerá la misma cantidad de gas si lo comprimimos hasta un volumen de 25 L, manteniendo constante la temperatura.

Según la ley de Boyle y Mariotte, como el volumen se reduce a la mitad, la presión se hará el doble, por lo que valdrá:

$$p_2 = 2 \cdot p_1 \rightarrow p_2 = 2 \cdot 2,5 \text{ atm} = 5,0 \text{ atm}$$

A este mismo resultado llegamos al sustituir datos en la expresión de la citada ley:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$2,5 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L} = p_2 \cdot 25 \text{ L} \rightarrow p_2 = 5,0 \text{ atm}$$

■ Un cilindro de 4,5 m de altura y radio 1,75 m, y provisto de un émbolo móvil, contiene nitrógeno a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si la temperatura aumenta hasta $55\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿qué volumen ocupará ahora el gas? Supón que durante el proceso la presión es constante.

El volumen de un cilindro es $V = \pi \cdot r^2 \cdot h$, por lo que inicialmente valdrá:

$$V_1 = 3,14 \cdot (1,75 \text{ m})^2 \cdot 4,5 \text{ m} = 43,3 \text{ m}^3$$

A continuación, aplicamos la ecuación de Charles y Gay-Lussac, expresando la temperatura en unidades del SI, para calcular el volumen final:

$$\frac{43,3 \text{ m}^3}{(30 + 273 \text{ K})} = \frac{V_2}{(55 + 273 \text{ K})} \rightarrow V_2 = 46,9 \text{ m}^3$$

Actividades

▼ Practica ejercicios numéricos

1 Al comprimir un gas encerrado en un cilindro, su presión pasa de 1,2 atm a 1140 mmHg. Si ahora el gas ocupa un volumen de 2 L, ¿cuál era su volumen inicial?

2 A qué presión se encuentra un gas a la temperatura de $70\text{ }^{\circ}\text{C}$ si a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ su presión era de 1 atm y no ha modificado su volumen?

3 Un cilindro con un émbolo móvil se llena con 25 cm³ de aire a $15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si el volumen máximo que puede tener el recipiente es de 30 cm³, ¿hasta qué temperatura se puede calentar el cilindro a presión constante?

▼ Relaciona información

4 Explica por qué la ley de Boyle y Mariotte requiere que la temperatura del gas y su masa no cambien.

4 Los cambios de estado

Se denominan así los **cambios físicos** que experimenta un sistema material al pasar de un estado de agregación a otro debido a variaciones en las condiciones de presión y temperatura. Se **caracterizan** porque:

- * Para cada presión, quedan definidos por un **valor concreto de la temperatura**, que se denomina **temperatura de cambio de estado**.
- * Son **reversibles**. Es decir, si invertimos el proceso, el sistema material recuperará su estado de agregación original.
- * Mientras se está produciendo el cambio de estado, la **temperatura del sistema material se mantiene constante**.

4.1 Cambios de estado progresivos

Son los cambios en los que la materia, al **absorber calor**, pasa a un estado de **menor orden interno** que el inicial (menos rígido):

- * **Fusión**. Se denomina así al paso de sólido a líquido.
- * **Vaporización**. Es el paso de líquido a gas, que puede ocurrir por:
 - ... **Evaporación**. Es una vaporización lenta y suave, que transcurre en la **superficie** del líquido. Así, el agua de mares y océanos pasan al estado de vapor y forman las nubes.
 - ... **Ebullición**. Es una vaporización brusca y tumultuosa que transcurre en toda la masa del líquido, con formación de **burbujas** de vapor.
- * **Sublimación**. Es el paso directo de sólido a gas.

4.2 Cambios de estado regresivos

En ellos, la materia **cede calor a su entorno**, pasando a un estado de **mayor orden interno** que el inicial. Son:

- * **Licuefacción o condensación**. Se llama así al paso de gas a líquido.
- * **Solidificación**. Es el paso del estado líquido al estado sólido. En el caso del agua se suele llamar **congelación**.
- * **Sublimación regresiva (o inversa)**. Es el paso directo de gas a sólido.

4.3 Calor en los cambios de estado

La energía absorbida o desprendida durante un cambio de estado es una propiedad específica que se denomina **calor latente de cambio de estado, L** . Cada sustancia tiene sus propios valores de esta propiedad. Su unidad en el SI es el J/kg (julio por kilogramo).

4.4 La TCM en los cambios de estado

El estado de agregación de una sustancia pura depende de dos efectos que se oponen. Por un lado, las **fuerzas de atracción** entre las partículas que la componen hacen que tiendan a estar juntas y cohesionadas. Pero, por otro, al subir la temperatura, aumenta la **agitación de las partículas**, dando una estructura más fluida, es decir, menos rígida y cohesionada.

A una temperatura dada, la sustancia se presentará como sólido, líquido o gas dependiendo de cuál de las dos tendencias predomine.

WWW En la web

Trabaja con la actividad interactiva «Los cambios de estado» para autoevaluar los conocimientos que adquieras en estas páginas.

Además, con la ayuda del vídeo «Cambios de estado de la materia» podrás afianzar y ampliar lo que has aprendido sobre las temperaturas de cambio de estado.

Actividades

Refuerza lo aprendido

- 1 Explica brevemente los cambios de estado que hay. Pon un ejemplo de cada uno de ellos.

Aplica lo aprendido

- 2 Nombra el cambio de estado que tiene lugar cuando:
 - a) Dejas una botella con agua en el congelador.
 - b) Calientas agua en la cocina.
- 3 Construye la gráfica de enfriamiento del agua desde $105\text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$.

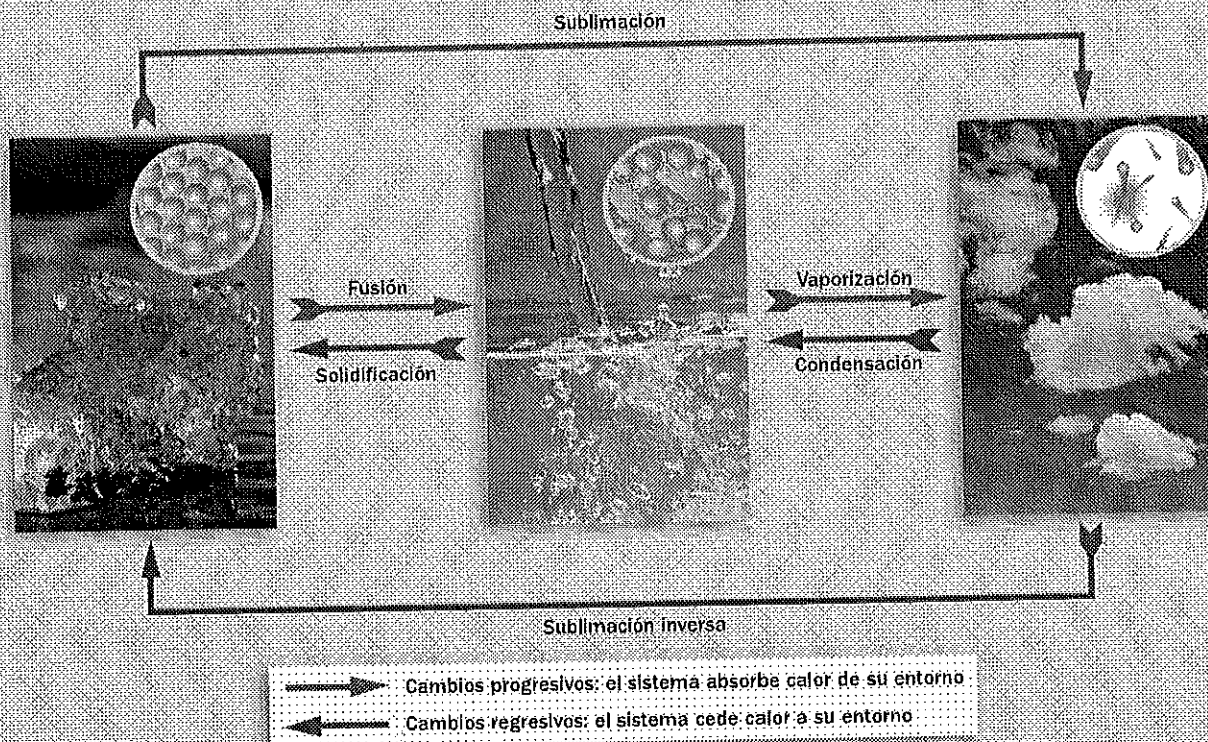
Practica ejercicios numéricos

- 4 Calcula la energía que se absorbe o se desprende cuando 1 kg de agua pasa de:
 - a) Hielo a agua líquida (a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$).
 - b) Vapor de agua a agua líquida (a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$).

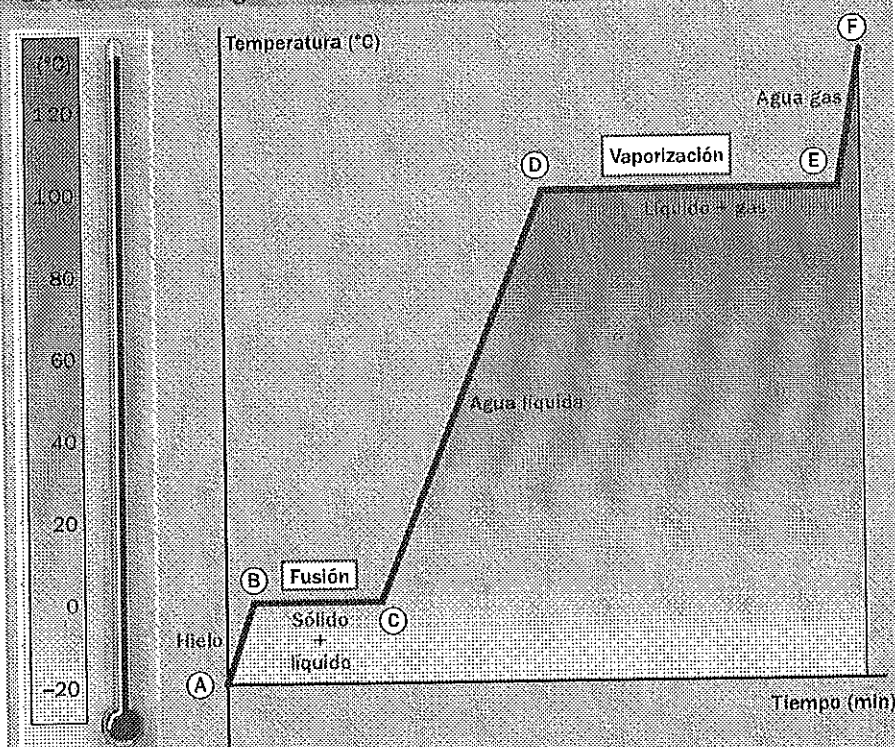
Datos: $L_f = 80\text{ cal/g}$

$L_v = 540\text{ cal/g}$

Los cambios de estado



Construimos la gráfica de cambio de estado del agua



Tomamos una pequeña cantidad de agua sólida (hielo) que se encuentra a -20°C y a la presión de 1 atm.

AB Comunicamos calor al hielo, que se invierte en aumentar su temperatura.

BC Al llegar a 0°C , todo el calor se invierte en fundir el hielo; por tanto, la temperatura se mantiene constante.

CD Al seguir comunicando calor, la temperatura del agua líquida sube.

DE Cuando la temperatura del agua líquida alcanza el valor 100°C (temperatura de ebullición), todo el calor se invierte en vaporizar el agua, por lo que la temperatura es constante.

EF Tenemos agua a 100°C en estado gaseoso. El calor que le comuniquemos se invertirá en aumentar su temperatura.

3 Diversidad de la materia

1 Clasificación de la materia

1.1 Sustancias puras

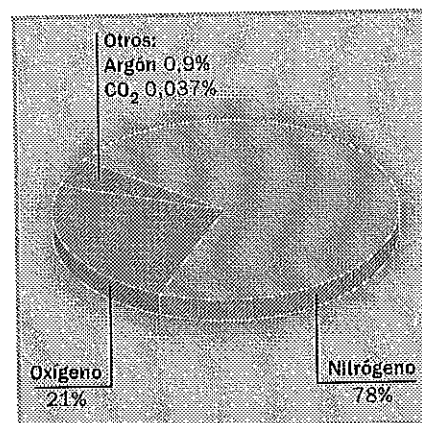
Una sustancia pura es un tipo de materia **que no puede descomponerse** en otras más simples **por métodos físicos**, pero sí por métodos químicos. Se caracteriza porque su composición es constante y porque presenta **valores fijos** de sus propiedades físicas. Podemos distinguir dos tipos:

- Un **compuesto** es un tipo de sustancia pura que **puede descomponerse por métodos químicos** en otras sustancias más sencillas.
- Un **elemento** es un tipo de sustancia pura que **no puede descomponerse** en sustancias más sencillas por **métodos químicos**.

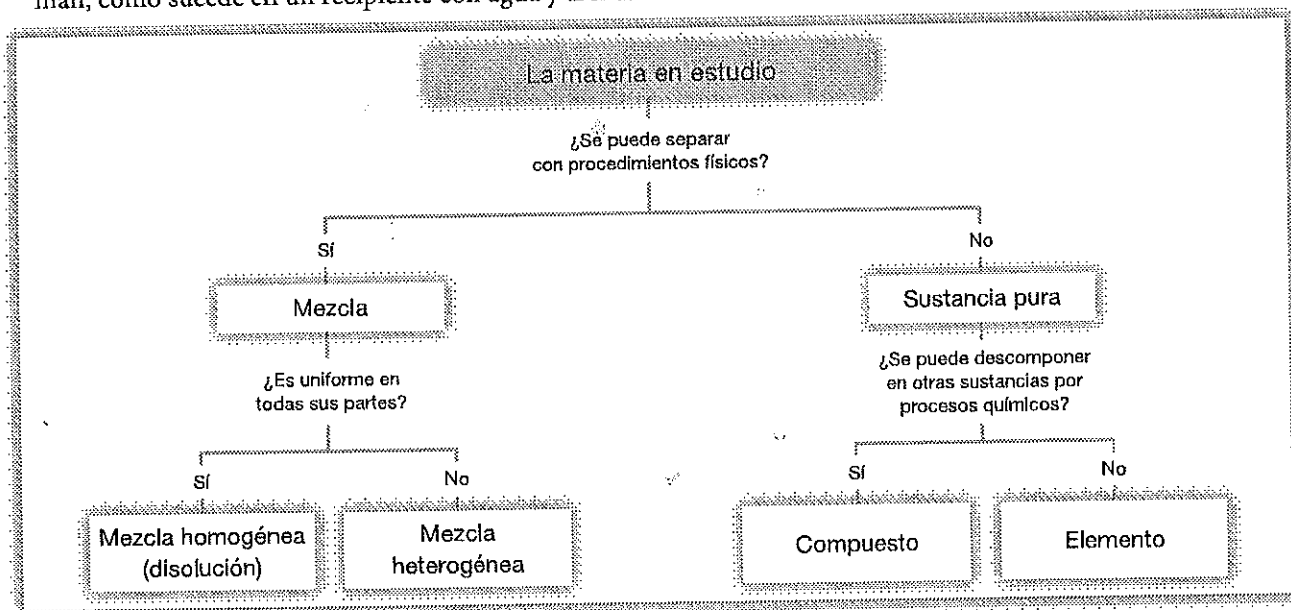
1.2 Mezclas homogéneas y heterogéneas

Una mezcla es un tipo de materia formada por **dos o más sustancias puras** que no reaccionan entre sí y que **pueden separarse por métodos físicos**. Las mezclas se pueden clasificar, según su aspecto, en:

- **Homogéneas**. Son aquellas, como el aire o el acero, en las que no podemos distinguir a simple vista o con un microscopio las distintas sustancias que la componen. Un caso muy importante son las **disoluciones**.
- **Heterogéneas**. Es un tipo de mezcla donde sí podemos diferenciar a simple vista o con un microscopio las distintas sustancias que la forman, como sucede en un recipiente con agua y arena.



► Composición del aire seco a nivel del mar (porcentaje en volumen).



1.6 Separación de sustancias

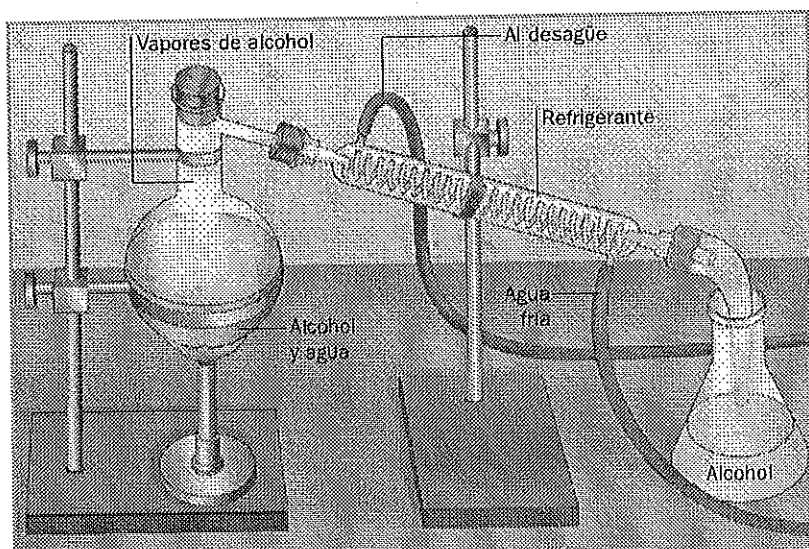
En general, las sustancias puras no se encuentran aisladas en la naturaleza, sino mezcladas con otras. Por eso, es necesario disponer de distintas técnicas, o **métodos físicos de separación**, que nos permitan separarlas. Estas técnicas están basadas en las **distintas propiedades físicas** que presentan los componentes de la mezcla. Las más importantes son:

■ Separación de mezclas heterogéneas

- **Filtración.** Está basada en el **distinto tamaño** de las partículas que componen la mezcla, y está indicada para separar un sólido de un líquido en el que no es soluble, como una mezcla de por agua y arena. Se realiza haciendo pasar la mezcla a través de un papel de filtro.
- **Decantación.** Está basada en la **distinta densidad** que tienen dos líquidos inmiscibles, es decir, que no forman una mezcla homogénea. Se realiza vertiendo la mezcla en el embudo de decantación; después de cierto tiempo, cuando los dos líquidos estén separados, abriremos la llave para que el líquido más denso caiga en un vaso de precipitados.
- **Centrifugación.** Tiene el mismo fundamento físico que la decantación, pero permite acelerar el proceso. Se realiza en una **centrifugadora**, que consta de varios tubos que pueden girar a gran velocidad.

■ Separación de mezclas homogéneas

- **Cristalización.** Es un método que se utiliza para separar un sólido disuelto en un líquido. Está basado en la **diferente solubilidad** que presenta dicho sólido **con la temperatura**.
- **Destilación.** Con este método separamos dos líquidos miscibles (que forman una mezcla homogénea) de **distinta temperatura de ebullición**. El procedimiento, en este caso, consiste en colocar la mezcla en el matraz y calentarla. El vapor formado contiene principalmente la sustancia que tiene menor temperatura de ebullición. Este vapor pasa por el refrigerante, donde se condensa. Así, lo recogemos en un recipiente.



► Destilación.

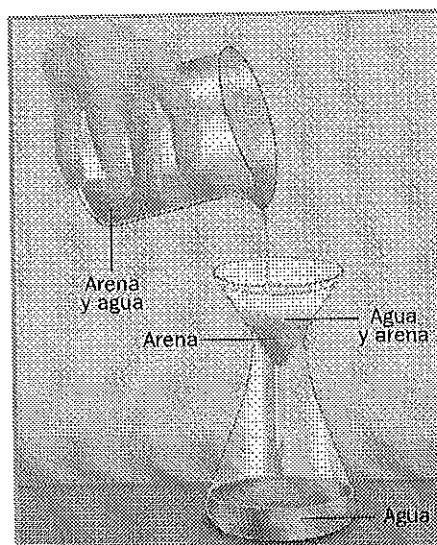
Actividades

▼ Expresa lo que sabes

- 1 Pon tres ejemplos de sustancias puras, de mezclas homogéneas y de mezclas heterogéneas.
- 2 Explica con tus propias palabras, pero de forma correcta, el significado de la siguiente frase:
«Las mezclas se caracterizan porque su composición no es constante».
Pon dos ejemplos que aclaren la explicación.
- 3 ¿En qué se basan los métodos de separación?

▼ Aplica lo aprendido

- 4 Tienes una mezcla formada por agua, arena, aceite y azúcar.
 - a) ¿Es una mezcla homogénea o heterogénea?
 - b) ¿Cuántos componentes tiene?
 - c) ¿Cómo podríamos separarlos? Razona la respuesta.



► Filtración.

2 Las disoluciones

Una **disolución** es una mezcla homogénea estable de dos o más sustancias puras cuya composición puede variar. Sus componentes son:

- **Disolvente**, que es la sustancia en la cual se dispersa la otra o las otras.
- **Soluto**, que es la sustancia, o sustancias, que se dispersa en el disolvente.

Generalmente, el disolvente es la sustancia que se encuentra en mayor proporción, salvo en las **disoluciones acuosas**, en las que el **disolvente es siempre el agua** (independientemente de su cantidad).

2.1 Tipos de disoluciones

Las disoluciones se pueden clasificar en función del número de componentes en **binarias**, **ternarias**, etc. Pero el criterio más utilizado es clasificarlas según el **estado de agregación** del soluto y de la disolución.

2.2 El proceso de disolución

Al disolverse una sustancia (soluto), las partículas que constituyen el soluto se dispersan en el disolvente. Ahora, dichas partículas ocupan posiciones que antes ocupaban las partículas del disolvente.

El **proceso de disolución** se hace **más rápido** cuando **aumentamos la temperatura**, o bien cuando **agitamos la disolución**, ya que, en ambos casos, las partículas del soluto tienen más energía y pueden separarse entre sí, dispersándose mejor en el disolvente; por otro lado, las partículas del disolvente se mueven más rápido, siendo más fácil que rodeen a las del soluto.

2.3 Solubilidad de una sustancia pura

La **solubilidad** de una sustancia pura en agua se define como la **cantidad máxima de soluto**, expresada en gramos, que se disuelve en 100 g de agua a una temperatura dada.

■ Temperatura y solubilidad

En general, la **solubilidad** de las sustancias sólidas en un líquido **aumenta** con la temperatura. Sin embargo, en el caso de los **gases**, su solubilidad **disminuye** al aumentar la temperatura. Esto hace que, por ejemplo, los peces de los ríos mueran asfixiados cuando se vierte a ellos gran cantidad de agua caliente.

■ Solubilidad y cantidad de soluto

La cantidad de soluto presente en una disolución es su **concentración**, magnitud que estudiaremos en el epígrafe siguiente. Dependiendo de la concentración, las disoluciones se dividen en:

- **Diluidas**, cuando la cantidad de soluto es pequeña comparada con el valor de su solubilidad.
- **Concentradas**, si la cantidad de soluto está próxima al de la solubilidad.
- **Saturadas**, cuando no admiten más cantidad de soluto, es decir, cuando la concentración alcanza el valor de la solubilidad.

Tipos de disoluciones según el estado de agregación

Disolvente (estado de la disolución)	Soluto	Ejemplo
Sólido	Sólido	Acero (aleaciones)
	Líquido	Mercurio en oro (amalgamas)
	Gas	Hidrógeno en platino
Líquido	Sólido	Azúcar en agua
	Líquido	Alcohol en agua
	Gas	Dióxido de carbono en agua
Gas	Sólido o líquido	Aerosoles
	Gas	Aire

Actividades

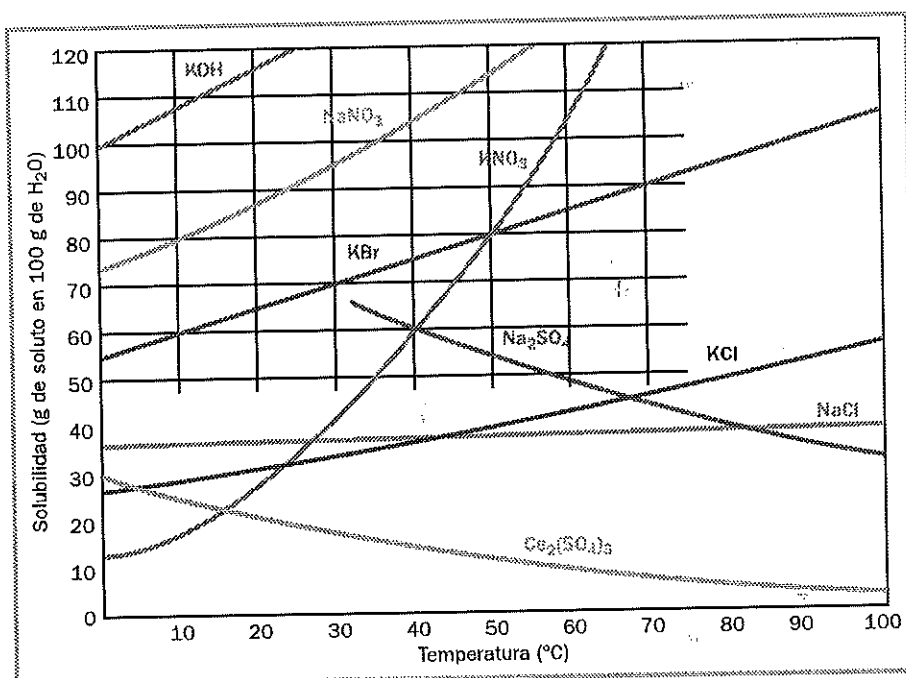
▼ Refuerza lo aprendido

- 1 Razona la veracidad o falsedad de la siguiente frase:

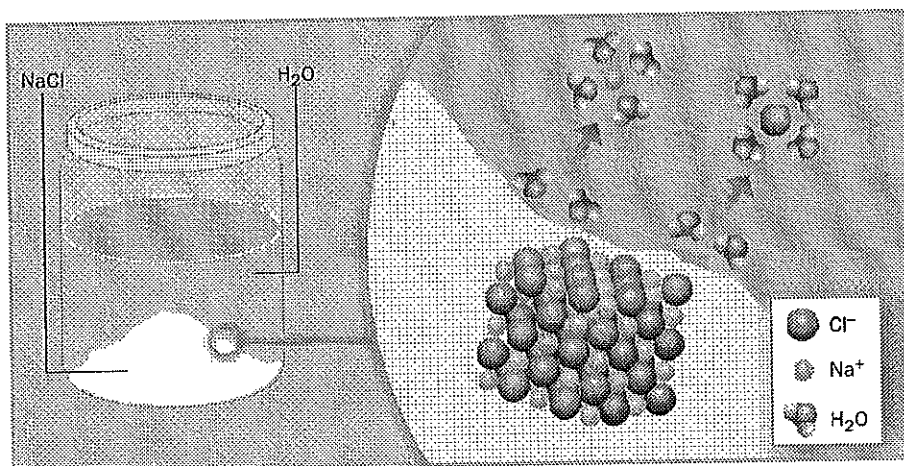
«Como el azúcar es soluble en agua, en un volumen dado de agua podemos disolver todo el azúcar que queramos».

▼ Aplica lo aprendido

- 2 ¿Conoces algún hecho cotidiano donde al agitar favorezcas el proceso de disolución?
- 3 A partir de las curvas de solubilidad de la figura, razona qué sustancia ve afectada su solubilidad en menor medida por la temperatura y cuál o cuáles disminuyen su solubilidad con la temperatura.



► Curvas de solubilidad en agua de algunas sustancias sólidas. Podemos ver que, en general, la solubilidad aumenta con la temperatura.



► Proceso de disolución del cloruro de sodio, NaCl, en agua. Las moléculas de agua rodean a las partículas constituyentes del cloruro de sodio, iones Na⁺ y Cl⁻, que salen del cristal y se dispersan en el disolvente (el agua).

Ejercicio resuelto

A partir de la curva de solubilidad del nitrato de sodio, NaNO₃, calcula la masa de esta sustancia, expresada en gramos, que podríamos disolver en 1,2 kg de agua a 10 °C.

¿Podríamos disolver más soluto si agitamos la disolución?

La curva nos indica que a 10 °C se disuelven, aproximadamente, 80 g de NaNO₃ por cada 100 g de agua. Pero la masa de agua de que disponemos, expresada en gramos, es:

$$m_{\text{agua}} = 1,2 \text{ kg} = 1200 \text{ g de agua}$$

Ahora, podemos establecer la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g de agua}}{80 \text{ g de NaNO}_3} = \frac{1200 \text{ g de agua}}{m}$$

De donde, despejando, obtenemos:

$$m = 960 \text{ g de NaNO}_3$$

No podríamos disolver más nitrato de sodio por más que agitásemos, ya que la solubilidad a esa temperatura tiene un valor fijo.

Lo único que conseguiríamos sería acelerar el proceso de disolución.

3 Concentración de una disolución

La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto disuelta en una cantidad dada de disolvente o de disolución.

3.1 Formas de expresar la concentración

Existen diferentes formas de expresar la concentración de una disolución. Las más sencillas son el porcentaje en masa y el porcentaje en volumen:

■ Porcentaje en masa

Es la composición centesimal de la disolución, y se define como:

$$\% (\text{masa}) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

Donde la masa de disolución es la masa de soluto más la masa de disolvente. Este porcentaje se suele llamar **riqueza de la disolución**.

Al ser un cociente entre dos masas, esta magnitud no tiene unidades.

■ Porcentaje en volumen

Se define de forma análoga al porcentaje en masa, pero con volúmenes:

$$\% (\text{volumen}) = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

Análogamente al porcentaje en masa, el porcentaje en volumen no tiene unidades, ya que es un cociente entre dos volúmenes.

Es importante señalar que, a diferencia de las masas, los volúmenes de una disolución **no son aditivos**. Sin embargo, aunque implica un pequeño error, nosotros supondremos que los volúmenes son aditivos.

■ La concentración según la IUPAC

La IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) recomienda utilizar como unidad de concentración aquella que refiera la cantidad de soluto al volumen de la disolución. Por eso, en este curso definimos la siguiente unidad de **concentración, C**:

$$C (\text{g/L}) = \frac{\text{masa de soluto (en gramos)}}{\text{volumen de disolución (en litros)}}$$

3.2 Concentración y densidad

La concentración de una disolución y su densidad se definen de forma semejante, como masa por unidad de volumen. Sin embargo, en la **concentración**, la masa está referida solo al soluto, mientras que en la **densidad**, la masa que se considera es la de la **disolución**.

3.3 Dilución de una disolución

En el trabajo de laboratorio es muy frecuente que necesitemos disoluciones de menor concentración de la que disponemos; es decir, más diluidas. Esto se consigue añadiendo más disolvente a la disolución, para así disminuir su concentración.

WWW En la web

Te explicamos cómo se utiliza el material con que preparamos las disoluciones en el laboratorio.

Consulta el vídeo «Disoluciones», en el que se estudian las propiedades de dos mezclas muy conocidas que han dividido a la sociedad.

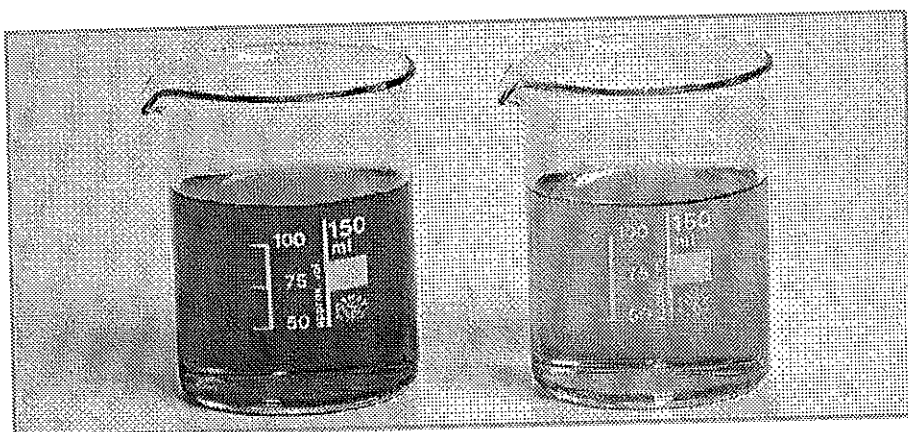
Actividades

▼ Aplica lo aprendido

- 1 Indica cómo prepararías 50 g de una disolución acuosa de yoduro de potasio al 5% en masa.
- 2 ¿Qué significa que una disolución salina tiene un 4% de riqueza?

▼ Practica ejercicios numéricos

- 3 Tenemos una disolución acuosa de alcohol al 4% en masa. Calcula la masa de alcohol, en gramos, que habrá en 75 g de esta disolución.
- 4 Se disuelven 5,2 g de una sustancia pura en 75 g de agua, obteniéndose una disolución cuya densidad es de 1,15 g/cm³. Calcula la concentración de la disolución expresada en g/L.
- 5 Una disolución acuosa de hidróxido de potasio tiene una riqueza del 30% en soluto. Sabiendo que la densidad de la disolución es de 1,3 g/cm³, calcula la masa de soluto que hay en 100 mL de disolución.
- 6 Expresa lo que sabes
- 6 Tienes una disolución acuosa cuya concentración es de 1,5 g/L. Si añades agua hasta duplicar el volumen, ¿qué le ocurre a la concentración? ¿Y a la masa de soluto?



Podemos comparar la concentración de dos disoluciones formadas por las mismas sustancias a través de su color. La disolución más intensamente coloreada estará más concentrada.

Ejercicios resueltos

1 Una habitación tiene de dimensiones $3,5 \text{ m} \times 2,5 \text{ m} \times 3 \text{ m}$. Sabiendo que el aire tiene un 21% de oxígeno en volumen, calcula los litros que hay de este gas en la habitación.

El volumen de la habitación, V , es:

$$V = 3,5 \text{ m} \cdot 2,5 \text{ m} \cdot 3 \text{ m} = 26,25 \text{ m}^3$$

Por lo que su capacidad será:

$$V = 26,25 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 2,625 \cdot 10^4 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta la concentración de oxígeno, queda:

$$\frac{100 \text{ L de aire}}{21 \text{ L de oxígeno}} = \frac{2,625 \cdot 10^4 \text{ L de aire}}{V'}$$

$$V' = 5512,5 \text{ L de oxígeno (O}_2\text{)}$$

2 Indica cómo prepararías 250 g de una disolución de alcohol y acetona al 5% en masa de acetona.

Una concentración del 5% en masa de acetona nos indica que por cada 100 g de disolución hay 5 g de acetona. Por tanto, en 250 g habrá:

$$\frac{100 \text{ g de disolución}}{5 \text{ g de acetona}} = \frac{250 \text{ g de disolución}}{m}$$

$$m = 12,5 \text{ g de acetona}$$

Por tanto, para preparar la disolución mezclaríamos 12,5 g de acetona y $250 \text{ g} - 12,5 \text{ g} = 237,5 \text{ g}$ de alcohol.

3 Se prepara una disolución de azúcar en agua añadiendo 2,5 g de azúcar a 50 mL de agua. La disolución así preparada tiene un volumen de 51,5 mL. Calcula:

a) La concentración de la disolución, en g/L.

b) La densidad de la disolución, en kg/m^3 .

Dato: Densidad del agua: $d = 1 \text{ g/mL}$.

a) La concentración de la disolución será:

$$C = \frac{2,5 \text{ g}}{51,5 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 48,5 \text{ g/L}$$

b) Como la densidad del agua pura es 1 g/mL , la masa de agua pura que contiene la disolución es de 50 g. La densidad de la disolución preparada será:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}} \text{ (en g)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (en mL)}} = \frac{2,5 \text{ g} + 50 \text{ g}}{51,5 \text{ mL}} = 1,02 \text{ g/mL}$$

Observa que la densidad de la disolución es mayor que la del agua pura. Mediante factores de conversión cambiamos a las unidades del SI:

$$d = 1,02 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \text{ mL}}{1 \text{ m}^3} = 1020 \text{ kg/m}^3$$

4 Se prepara una disolución saturada de cloruro de sodio a 20°C . Expresa su concentración en g/L.

Datos: Solubilidad NaCl (20°C) = 21,4 g en 100 g de agua; densidad de la disolución: $d = 1,2 \text{ g/cm}^3$.

El dato de la solubilidad indica que por cada 100 g de agua a 20°C , la disolución saturada contiene 21,4 g de cloruro de sodio. Por tanto, la masa de disolución será:

$$m_{\text{disolución}} = 21,4 \text{ g de NaCl} + 100 \text{ g de H}_2\text{O} = 121,4 \text{ g}$$

El volumen que ocupa esta disolución lo obtenemos a partir del valor de su densidad:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 1,2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{121,4 \text{ g}}{V}$$

Despejando:

$$V = 101,2 \text{ cm}^3 \text{ (mL)}$$

Por tanto, la concentración será:

$$C = \frac{21,4 \text{ g de soluto}}{0,1012 \text{ L de disolución}} = 211,5 \text{ g/L}$$

4 La estructura de la materia

1 La materia y su naturaleza eléctrica

1.1 Primeras ideas sobre la materia

El estudio de cómo está constituida la materia recae en la **Química**, ciencia que estudia la estructura, propiedades y transformaciones de la materia a partir de su composición atómica.

■ Las escuelas filosóficas griegas

En la Grecia clásica, los filósofos griegos consideraron dos posibilidades:

- Que la **materia fuera continua**, es decir, infinitamente divisible.
- Que la divisibilidad de la **materia** tuviera un límite, es decir, que fuera **discontinua**, lo que implicaba la existencia de pequeños corpúsculos de materia o **átomos**.

■ La teoría atómica del científico inglés J. Dalton

Para explicar las primeras leyes químicas, J. DALTON recuperó las ideas sobre la divisibilidad de la materia, y expuso la **primera teoría atómica moderna**:

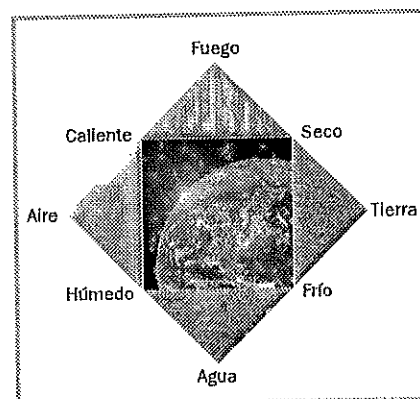
1. La materia **está formada** por pequeñas partículas discretas, inmutables y de tamaño fijo, denominadas **átomos**.
 2. Los **átomos de un mismo elemento son iguales entre sí** en tamaño y masa, pero distintos de los átomos de otro elemento diferente.
 3. Los **compuestos químicos se forman** al unirse átomos de distintos elementos químicos en una relación numérica sencilla.
 4. En una reacción química, los **átomos se reagrupan** de forma distinta a como lo estaban inicialmente, pero ni se crean ni se destruyen.
- Tomando como base la teoría atómica de Dalton, definimos que:

El **átomo** es la **unidad básica** o cantidad mínima de un elemento químico que puede intervenir en una reacción química.

1.2 La naturaleza eléctrica de la materia

A lo largo del siglo XIX, se profundizó en el conocimiento sobre los fenómenos eléctricos, que ya habían iniciado anteriormente científicos como William Gilbert, quien dividió los cuerpos en eléctricos y no eléctricos, Charles Du Fay o Benjamin Franklin, y concluyeron que:

La materia tiene naturaleza eléctrica, que se explica si el **átomo tiene en su interior cargas eléctricas**. Por tanto, el átomo no es indivisible.



► La posibilidad de que la materia fuese continua tuvo a sus principales defensores en EMPÉDOCLES y ARISTÓTELES, que defendieron que la composición de la materia y sus propiedades se podían expresar como combinación de **cuatro elementos y cuatro cualidades**.

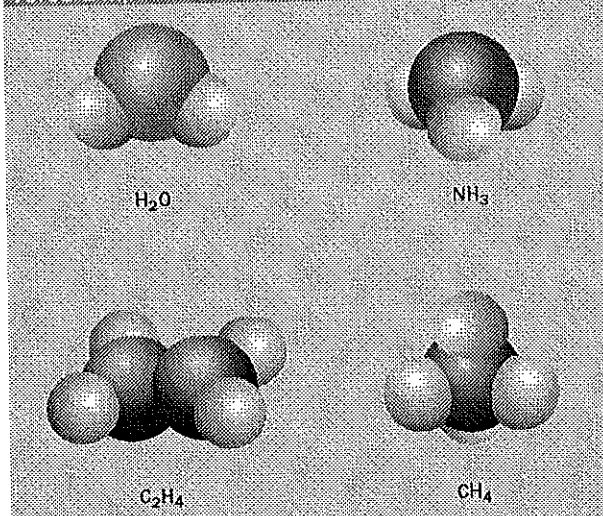
Actividades

▼ Expresa lo que sabes

- 1 Resume el contenido del recuadro sobre los dos tipos de electricidad.
- 2 Explica el contenido del recuadro sobre las consecuencias de las hipótesis de Dalton. ¿Por qué justifica la cuarta hipótesis de Dalton que en una reacción química la masa se conserve?

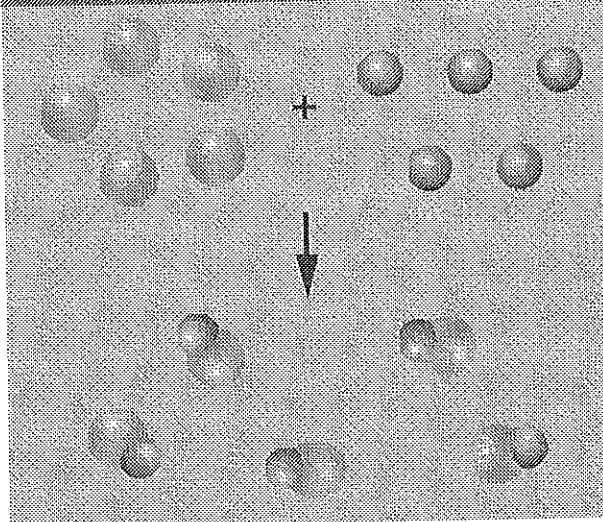
Consecuencias de las hipótesis de Dalton

Tercera hipótesis



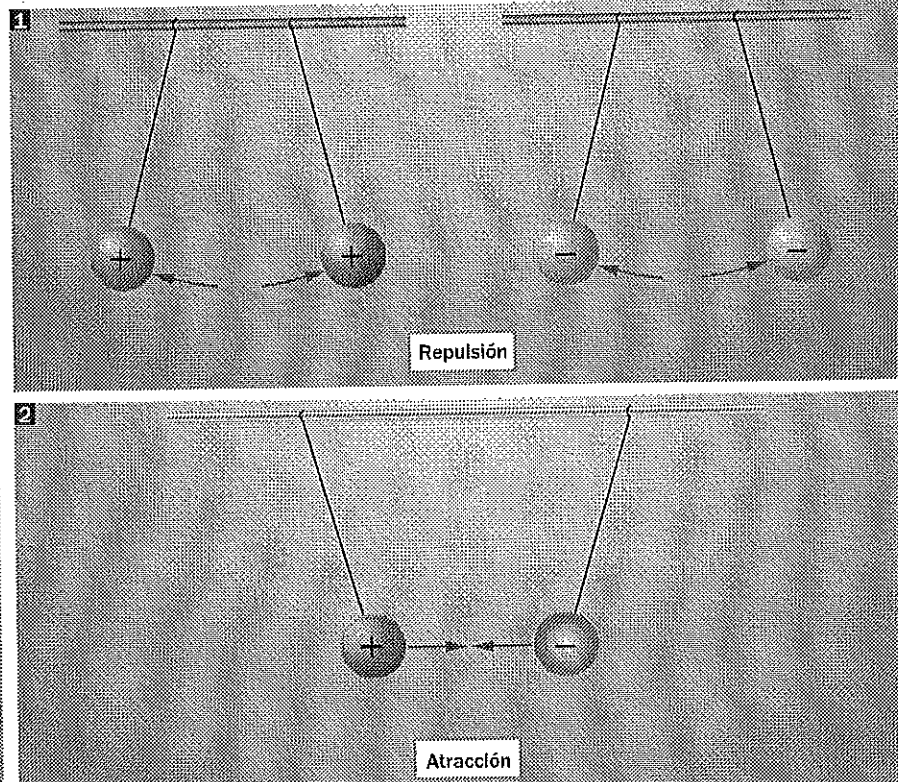
Como la relación numérica sencilla a que alude la tercera hipótesis le resultaba imposible de calcular, Dalton supuso la relación 1 : 1 para los compuestos más sencillos, asignando al agua la fórmula química HO, al amoníaco NH, etc. Pronto se comprobó que esta hipótesis **no era correcta**.

Cuarta hipótesis



La cuarta hipótesis **justifica** la ley de la **conservación de la masa**. Los átomos ni aparecen ni desaparecen, simplemente se unen de forma diferente. En este caso, 5 átomos del elemento X se unen con 5 átomos del elemento Y para dar 5 «átomos compuestos» del compuesto XY.

Los dos tipos de electricidad de Charles du Fay



Vamos a comprobar la existencia de dos tipos de electricidad mediante el uso del péndulo eléctrico. Consiste en una pequeña bola de corcho o de papel, colgada de un hilo de seda muy fino.

1 Colocamos dos péndulos cerca pero sin tocarse. Tomamos una varilla de vidrio y la frotamos con seda. Ahora tocamos los dos péndulos y observaremos que se repelen. Repetimos la experiencia pero utilizando una varilla de plástico (un bolígrafo) que frotamos con un trozo de lana. Al tocar los péndulos, observaremos el mismo resultado: estos se repelen.

2 Pero si ahora tocamos un péndulo con la varilla de vidrio y el otro con la de plástico, veremos que los dos péndulos se atraen. Esto es debido a que el vidrio y el plástico han adquirido diferente tipo de electricidad, es decir, de distinto signo.

2 Los primeros modelos atómicos

2.1 El descubrimiento del electrón

En 1897, el físico inglés J.J. THOMSON, estudiando los rayos catódicos producidos en tubos con distintos gases (ilustración 1 de la página siguiente), observó que su naturaleza es siempre **la misma**, independientemente del gas que se introduzca en el tubo de descarga, y que están constituidos por partículas con masa muy pequeña y **carga eléctrica negativa**. Así, concluyó que:

Los rayos catódicos están constituidos por partículas materiales mucho más pequeñas que el átomo y con carga eléctrica negativa.

Thomson consideró que eran **partículas subatómicas**, es decir, constituyentes del átomo. Se las denominó **electrones** (del griego *elektron*), nombre sugerido por el físico irlandés G. STONEY.

Además, Thomson pudo medir la relación que existe entre la carga del electrón, e , y su masa, m , encontrando el valor:

$$\frac{e}{m} = 1,76 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$$

En 1911, R.A. MILLIKAN determinó la carga del electrón, e , encontrando que es la **carga eléctrica más pequeña posible**. Vale:

$$1 e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (culombios)}$$

2.2 El modelo atómico de Thomson

El descubrimiento del electrón llevó al propio Thomson a proponer, en 1904, el primer modelo de **átomo divisible**. Según este modelo, que fue aceptado durante algunos años:

El **átomo** es una esfera uniforme cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los electrones en cantidad suficiente para que el conjunto sea eléctricamente neutro.

2.3 El modelo atómico de Rutherford

En 1911, E. RUTHERFORD llevó a cabo un experimento (página siguiente) que le llevó a desechar el modelo de Thomson. Para explicar los resultados que observó, propuso su **modelo nuclear**:

1. El átomo consta de un **núcleo muy pequeño**, que tiene la casi totalidad de la masa del átomo y está cargado positivamente.
2. Como la mayoría de las partículas alfa pasan la lámina sin desviarse, el átomo puede considerarse **hueco**.
3. Alrededor del núcleo se mueven los **electrones**. Esta zona externa al núcleo se denomina **corteza**.
4. El átomo es **neutro** porque la carga nuclear positiva y la carga de la corteza, negativa, se compensan.

WWW En la web

Realiza la actividad interactiva «Los modelos atómicos» y consulta el cronograma que se ofrece para tener una visión global de la evolución del conocimiento de la estructura de la materia, desde su origen hasta la actualidad.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

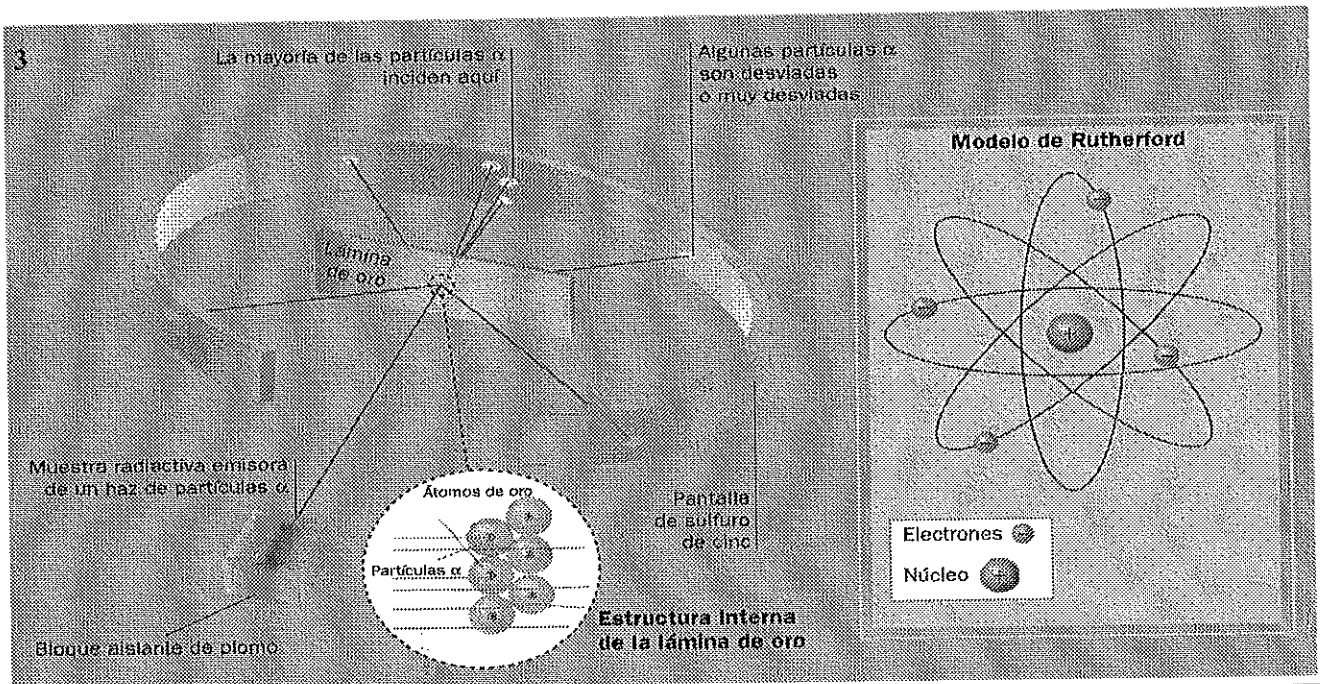
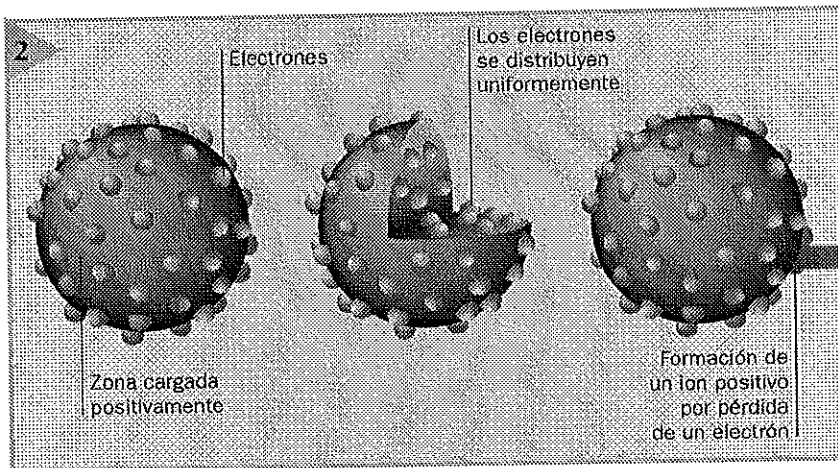
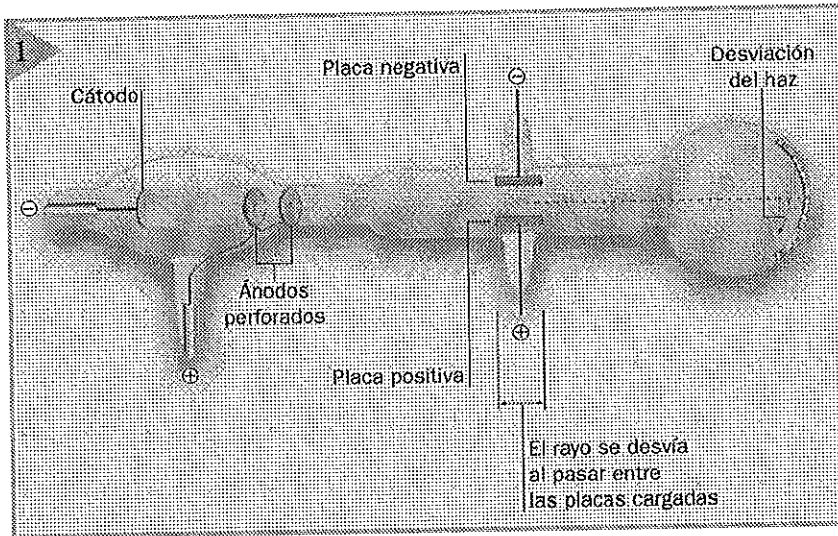
- 1 Razona la veracidad o falsedad de la siguiente frase: «Un átomo ha perdido tres electrones; por tanto, adquiere una carga +3».

▼ Expresa lo que sabes

- 2 Explica el significado de la frase: «La naturaleza de los rayos catódicos es siempre la misma».
- 3 Justifica por qué la mayoría de las partículas alfa pasaban a través de la lámina sin desviarse.
- 4 ¿En cuántas partes podemos dividir el átomo según Rutherford? ¿Son neutras eléctricamente? Y el átomo, ¿es neutro o tiene carga eléctrica?

▼ Resuelve problemas

- 5 A partir de la relación carga/masa del electrón, calcula la masa de un electrón.
- 6 El diámetro del núcleo es unas 100 000 veces menor que el diámetro total del átomo. Si un átomo tiene un radio de 150 pm, calcula el radio del núcleo.



3 Características de los átomos

3.1 El protón y el neutrón

En 1919, Rutherford propuso que la carga positiva del núcleo era debida a unas partículas denominadas **protones**, que se caracterizan por tener la misma carga que el electrón, pero de signo contrario, $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, y una masa unas 2 000 veces mayor que la masa del electrón.

En 1932, J. CHADWICK descubrió otra **partícula nuclear** (que se encuentra en el núcleo). Es el **neutrón**, y se caracteriza por no tener carga eléctrica (de ahí su nombre), y tener una masa prácticamente igual a la del protón.

El número atómico

Se llama **número atómico**, Z , al número de protones que contiene el núcleo de un átomo. Es característico de cada elemento químico.

Así, el hidrógeno tiene $Z = 1$, el helio $Z = 2$, el oxígeno $Z = 8$, etc. Si un átomo es **neutro**, el valor de Z nos da también el número de electrones.

El número másico

Se denomina **número másico**, A , a la suma del número de protones, Z , más el número de neutrones, N . Es decir: $A = Z + N$.

El número másico coincide, aproximadamente, con la masa del átomo si esta se expresa en **unidades de masa atómica**, u , unidad que veremos más adelante. De esta forma, queda: $m_{\text{protón}} \approx m_{\text{neutrón}} \approx 1 \text{ u}$.

Isótopos de un elemento

Se llaman **isótopos** a los átomos de un mismo elemento químico (igual valor de Z) con **diferente número de neutrones** (distinto valor de A).

Para representar uno de los isótopos de un elemento dado, se escribe su nombre o su símbolo seguido de un guion y el número másico.

3.2 Disposición de los electrones

La disposición de los electrones en la corteza se denomina **configuración electrónica**. De forma aproximada, puede obtenerse con estas reglas:

- Los electrones se agrupan en **capas concéntricas** o **niveles**, que se denominan K, L, M, N, O, P y Q, siendo la capa K la más cercana al núcleo.
- El número máximo de electrones que puede haber en cada capa no puede ser cualquiera, sino $2 \cdot n^2$, siendo n el nivel que ocupa.
- Los electrones van ocupando las capas más próximas al núcleo, ya que son **más estables** (de menor energía), pero siempre de modo que en la última capa ocupada **nunca haya más de ocho electrones**.
- Los electrones más externos son los **electrones de valencia**, y se alojan en la última capa, llamada **capa de valencia**; son los responsables de las **propiedades químicas** de cada elemento.

Partículas subatómicas básicas

	Carga (C)	Masa (kg)
Electrón	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$
Protón	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$
Neutrón	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$

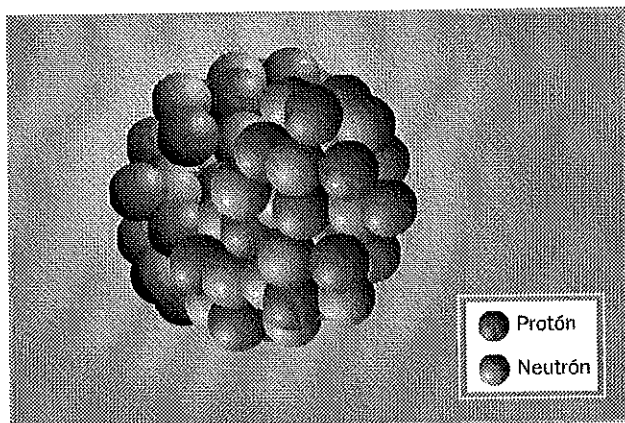
Actividades

Refuerza lo aprendido

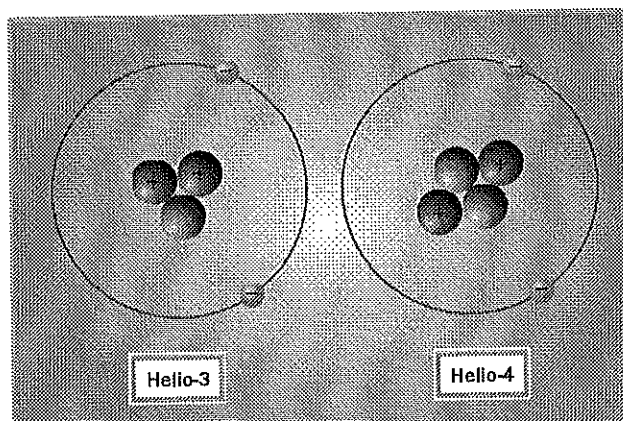
- 1 Tienen las partículas nucleares la misma carga? ¿Y la misma masa?
- 2 Un átomo con 8 protones, 8 neutrones y 10 electrones, ¿es neutro? Escribe su configuración electrónica.

Aplica lo aprendido

- 3 Escribe las configuraciones electrónicas de: a) nitrógeno ($Z = 7$); b) fósforo ($Z = 15$).
- 4 Un átomo neutro tiene $Z = 6$ y $A = 14$. Indica cuántas partículas subatómicas tiene y cómo se encuentran distribuidas en el átomo.



El núcleo atómico contiene protones y neutrones. A estas partículas se las denomina **nucleones**.



Isótopos del helio, $Z = 2$. Todos ellos tienen dos protones y dos electrones, diferenciándose en el número de neutrones.

Niveles electrónicos

Nivel	1	2	3	4
Capa	K	L	M	N
Número de electrones	$2 \cdot 1^2 = 2$	$2 \cdot 2^2 = 8$	$2 \cdot 3^2 = 18$	$2 \cdot 4^2 = 32$

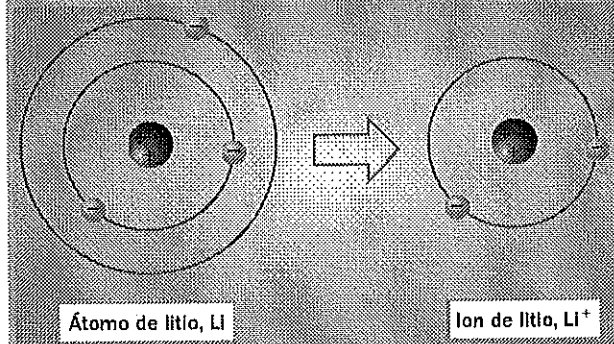
Configuraciones electrónicas de algunos elementos químicos

Elemento	Z	Número de electrones			
		Capa K	Capa L	Capa M	Capa N
Hidrógeno	1	1	Vacía	Vacía	Vacía
Carbono	6	2	4	Vacía	Vacía
Oxígeno	8	2	6	Vacía	Vacía
Neón	10	2	8	Vacía	Vacía

WWW En la web

En la presentación «Configuraciones electrónicas de distintos elementos» puedes visualizar cómo se distribuyen los electrones en los átomos señalados en la tabla.

La formación de iones



Un ion es un átomo o una agrupación de átomos que tiene carga eléctrica neta. Se forma cuando un átomo gana o pierde electrones:

- Si un átomo gana electrones, forma un ion negativo o anión, y si los pierde, un ion positivo o catión.
- Los electrones se pierden del nivel o capa más externo, y los que se ganan se colocan en la capa más cercana al núcleo donde haya sitio.

Los iones se representan colocando a la derecha del símbolo químico del átomo (o de la agrupación de átomos) un superíndice que consta de un número entero seguido de un signo positivo o negativo, según que haya perdido o ganado electrones.

5 Elementos y compuestos. Enlace químico

1 El Sistema Periódico

1.1 Los elementos químicos

En el estudio de la materia, hemos utilizado el término «elemento», o **sustancia elemental**, como el tipo de sustancia pura más simple. Sin embargo, en esta unidad introducimos el término **elemento químico**:

Un **elemento químico** es el conjunto de todos los átomos que tienen el mismo valor del número atómico, Z .

Cada elemento tiene un **nombre** y un **símbolo característico** (abreviatura de una o dos letras del nombre del elemento). Entre ellos, encontramos:

- **Elementos químicos naturales.** Se encuentran en la naturaleza, aunque casi todos aparecen combinados con otros elementos. Abarcan desde el hidrógeno ($Z = 1$), hasta el uranio ($Z = 92$), salvo el tecnecio ($Z = 43$), el prometio ($Z = 61$), el ástato ($Z = 85$) y el francio ($Z = 87$).
- **Elementos químicos artificiales.** Se obtienen con tecnología nuclear. Son todos los elementos con Z mayor que 92, excepto los antes señalados.

1.2 El Sistema Periódico actual

Gracias a científicos como D. MENDELÉEV, L. MEYER, H. MOSELEY y otros, hemos llegado al Sistema Periódico actual, que permite **relacionar la posición de cada elemento con su configuración electrónica**.

En el Sistema Periódico actual, los elementos aparecen **colocados en orden creciente** a su número atómico, Z .

■ Grupos y períodos

Los elementos químicos se distribuyen en:

- 18 columnas, denominadas **grupos** o familias. Todos los elementos de un mismo grupo tienen **igual número** de electrones en la capa de valencia y, por tanto, presentan **propiedades químicas similares**. La IUPAC recomienda numerar los grupos del 1 al 18, aunque aún es corriente dividirlos en dos bloques:
 - Bloque con la letra **A**. Son los **grupos principales** y contienen a los **elementos representativos**. El número de electrones de la capa de valencia de un elemento del grupo coincide con el número del grupo.
 - Bloque titulado con la letra **B**. Son los **elementos de transición**.
- 7 filas horizontales, denominadas **períodos**. Todos los elementos de un mismo período tienen **igual número** de capas electrónicas.

WWW En la web

Encontrarás una breve historia de los elementos químicos más importantes, así como un Sistema Periódico interactivo.

Número de electrones en la capa de valencia

Grupo	Electrones
1 (IA)	Uno
2 (IIA)	Dos
13 (IIIA)	Tres
14 (IVA)	Cuatro
15 (VA)	Cinco
16 (VIA)	Seis
17 (VIIA)	Siete
18 (VIIIA)	Ocho

Actividades

▼ Expresa lo que sabes

1. ¿Cómo definirías un elemento químico?
2. ¿Por qué el hidrógeno, que es un no metal, se suele situar en el grupo 1 (o grupo IA)?
3. ¿Por qué crees que a los grupos del Sistema Periódico se les llama también familias?
4. Indica cuántos electrones de valencia tienen el helio, el oxígeno, el cloro, el calcio y el argón.

El Sistema Periódico de los elementos

El Sistema Periódico de los elementos																				
IA 1		IIA 2		GRUPOS										IIIA 13		IVA 14	VA 15	VIA 16	VIIA 17	VIIIA 18
1 ^o	1	2												3	4	5	6	7	8	9
2 ^o	3	4												10	11	12	13	14	15	16
3 ^o	5	6												17	18	19	20	21	22	23
4 ^o	7	8												24	25	26	27	28	29	30
5 ^o	9	10												31	32	33	34	35	36	37
6 ^o	11	12												38	39	40	41	42	43	44
7 ^o	13	14												45	46	47	48	49	50	51
	15	16												52	53	54	55	56	57	58
	17	18												59	60	61	62	63	64	65
	19	20												66	67	68	69	70	71	72
	21	22												73	74	75	76	77	78	79
	23	24												81	82	83	84	85	86	87
	25	26												89	90	91	92	93	94	95
	27	28												97	98	99	100	101	102	103
	29	30												105	106	107	108	109	110	111
	31	32												113	114	115	116	117	118	119
	33	34												121	122	123	124	125	126	127
	35	36												129	130	131	132	133	134	135
	37	38												137	138	139	140	141	142	143
	39	40												145	146	147	148	149	150	151
	41	42												153	154	155	156	157	158	159
	43	44												161	162	163	164	165	166	167
	45	46												169	170	171	172	173	174	175
	47	48												177	178	179	180	181	182	183
	49	50												189	190	191	192	193	194	195
	51	52												197	198	199	200	201	202	203
	53	54												205	206	207	208	209	210	211
	55	56												213	214	215	216	217	218	219
	57	58												221	222	223	224	225	226	227
	59	60												229	230	231	232	233	234	235
	61	62												237	238	239	240	241	242	243
	63	64												245	246	247	248	249	250	251
	65	66												253	254	255	256	257	258	259
	67	68												261	262	263	264	265	266	267
	69	70												269	270	271	272	273	274	275
	71	72												277	278	279	280	281	282	283
	73	74												289	290	291	292	293	294	295
	75	76												297	298	299	300	301	302	303
	77	78												305	306	307	308	309	310	311
	79	80												313	314	315	316	317	318	319
	81	82												317	318	319	320	321	322	323
	83	84												321	322	323	324	325	326	327
	85	86												325	326	327	328	329	330	331
	87	88												329	330	331	332	333	334	335
	89	90												333	334	335	336	337	338	339
	91	92												337	338	339	340	341	342	343
	93	94												341	342	343	344	345	346	347
	95	96												345	346	347	348	349	350	351
	97	98												349	350	351	352	353	354	355
	99	100												353	354	355	356	357	358	359
	101	102												357	358	359	360	361	362	363
	103	104												361	362	363	364	365	366	367
	105	106												365	366	367	368	369	370	371
	107	108												369	370	371	372	373	374	375
	109	110												373	374	375	376	377	378	379
	111	112												377	378	379	380	381	382	383
	113	114												381	382	383	384	385	386	387
	115	116												385	386	387	388	389	390	391
	117	118												389	390	391	392	393	394	395
	119	120												393	394	395	396	397	398	399
	121	122												397	398	399	400	401	402	403
	123	124												401	402	403	404	405	406	407
	125	126												405	406	407	408	409	410	411
	127	128												409	410	411	412	413	414	415
	129	130												413	414	415	416	417	418	419
	131	132												417	418	419	420	421	422	423
	133	134												421	422	423	424	425	426	427
	135	136												425	426	427	428	429	430	431
	137	138												429	430	431	432	433	434	435
	139	140																		

2 Los elementos químicos en la naturaleza

2.1 Los elementos químicos en el universo

Los elementos más abundantes en el universo son los más ligeros: el **hidrógeno** y el **helio**. Aproximadamente el 74% **en masa** es hidrógeno, el 24% helio y el resto corresponde a otros elementos, principalmente oxígeno, carbono y hierro.

2.2 Los elementos químicos en la Tierra

Como aún no se ha podido estudiar las zonas más internas de la Tierra, nuestro conocimiento de cómo se distribuyen los elementos químicos en nuestro planeta abarca lo que denominamos la **corteza terrestre**.

Aproximadamente el 99,7% en masa de la corteza terrestre está constituida por 12 elementos químicos, siendo el más abundante el oxígeno. Sin embargo, debemos tener en cuenta que la distribución de estos elementos en la corteza es **muy irregular** y que la mayoría de ellos se presentan **combinados** con otros.

Elemento	Material que contiene el elemento
Oxígeno	Agua, óxidos, silicatos, aire
Silicio	Sílice (arena, cuarzo), silicatos (arcilla, feldespato, mica)
Aluminio	Silicatos (arcilla, feldespato, mica), óxidos (bauxita)
Hierro	Óxidos (hematitas, magnetita), sulfuros (pirita)

2.3 Los elementos químicos en los seres vivos

Si analizamos la composición de la materia viva, observaremos que está formada por unos pocos elementos. Según la proporción en la que se encuentran en los seres vivos, se clasifican en bioelementos y oligoelementos.

Bioelementos

Se llaman así a los elementos químicos más abundantes, ya que constituyen más del 99% en masa de un ser vivo. En el ser humano, el 96% en masa es carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno. En el 4% restante predominan calcio, sodio, potasio, magnesio y fósforo.

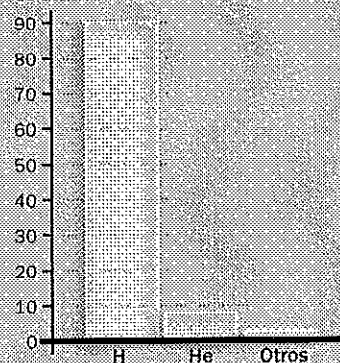
Oligoelementos

Son elementos químicos esenciales, pero que están en una proporción muy pequeña, ya que constituyen, aproximadamente, el 0,1% de la masa corporal del ser vivo. Entre ellos tenemos el hierro, Fe; cobalto, Co; cinc, Zn; flúor, F; yodo, I, y cromo, Cr.

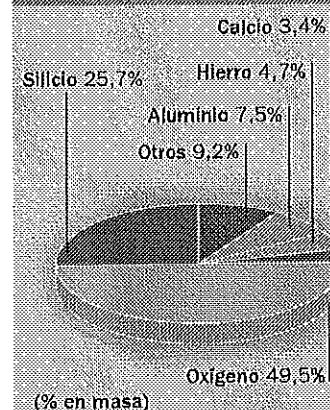
Los elementos químicos

En el universo

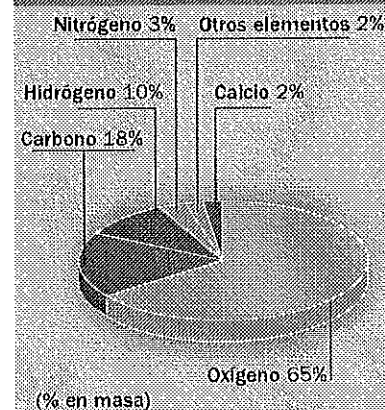
Porcentaje del total de átomos del universo



En la corteza terrestre



En el ser humano



Bioelementos y oligoelementos en los seres vivos

Elemento	Interviene en	Su falta produce	Se encuentra en
Calcio	La formación de los huesos, los dientes, los músculos y el sistema nervioso.	Retraso en el crecimiento, hiperexcitabilidad muscular.	Lácteos, queso, verduras de hoja verde, frutos secos.
Magnesio	La contracción de los músculos y la transmisión de impulsos nerviosos.	Fatiga, calambres, ansiedad.	Cítricos, plátano, frutos secos, chocolate, cereales integrales.
Fósforo	Numerosos procesos del organismo, en especial los de transferencia de energía.	Cansancio físico y nervioso, debilidad muscular.	Lácteos, plátanos, pescado, cacao, verduras de hoja verde.
Sodio y potasio	La regulación del contenido de agua en las células.	Calambres musculares y fatiga.	La mayoría de los alimentos.
Azufre	La formación de las proteínas que se encuentran en el pelo y las uñas. Facilita, además, la nutrición de las células.	Debilidad en las uñas y una peor eliminación de los residuos del metabolismo.	Huevos, carne y pescado.
Hierro	La producción de hemoglobina, que transporta el oxígeno a las células del cuerpo humano.	Anemia y disminución de las defensas del organismo.	Morcilla, carnes rojas, moluscos, hígado, legumbres.
Cobalto	La formación de glóbulos rojos y es parte de la vitamina B12.	Anemia, problemas en el crecimiento y neurológicos.	Carne, leche y crustáceos.
Cinc	La síntesis de las proteínas y en la constitución de muchas enzimas.	Retraso en el crecimiento y problemas cutáneos.	Mariscos, pescado, cereales, pan integral.
Flúor	La prevención de la caries y la mineralización de los huesos.	Mayor incidencia de caries y calcificaciones arteriales.	Té, algas, pescados de mar.
Yodo	El buen funcionamiento de la glándula tiroides, y, por tanto, del metabolismo celular.	Mayor lentitud en las funciones vitales, posible obesidad.	Productos del mar, algas y ciertos alimentos de origen vegetal, como ajos y judías verdes.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 Representa en un diagrama de barras la abundancia del O, Si, Al, Fe en la corteza terrestre.

▼ Relaciona información

- 2 Señala en qué grupo y en qué período están situados los elementos de la actividad anterior.
- 3 Clasifica los bioelementos y oligoelementos que hemos citado en metales y no metales.
- 4 ¿Por qué son importantes los oligoelementos para los seres vivos? Cita, al menos, tres de ellos.

▼ Practica ejercicios numéricos

- 5 El universo contiene unos 10^{80} átomos. Calcula:

- a) El número de átomos de H que hay.
- b) La masa de H, en kg, que hay en el universo.

Dato: Masa del átomo de H = $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

- 6 El ser humano contiene, aproximadamente, un 0,006% en masa de hierro. Calcula cuántos gramos de hierro tiene una persona de 75 kg. Si la masa de un átomo de Fe es $9,27 \cdot 10^{-24}$ g, ¿cuántos átomos de Fe tiene esta persona?

3 Agrupaciones de átomos

Excepto los gases nobles, que se presentan como átomos aislados, los átomos se agrupan dando tres tipos de sustancias puras: **atómicas, moleculares e iónicas**, llamadas así porque la **unidad elemental de sustancia** es el átomo, la molécula o los iones, respectivamente.

Llamamos **unidad elemental** de sustancia a la parte más pequeña que mantiene las propiedades químicas de esa sustancia.

A veces, estas unidades elementales se presentan en la naturaleza constituyendo lo que se denomina **red cristalina**, que es una **estructura ordenada en el espacio de unidades elementales de sustancia que se repiten de forma periódica**.

La composición de las sustancias puras se indica con las fórmulas químicas:

Una **fórmula química** expresa la composición cualitativa y cuantitativa que tiene una sustancia pura por medio de símbolos químicos y subíndices numéricos.

La composición cualitativa nos indica **qué elementos químicos** forman la sustancia, y la cuantitativa, **el número de átomos** de cada elemento químico que hay en la unidad elemental.

3.1 Sustancias atómicas

Dentro de las sustancias atómicas debemos distinguir los gases nobles, formados por átomos aislados, de otras sustancias donde los átomos están **unidos entre sí**. Es el caso de los metales, en los que los átomos están unidos formando una tupida red cristalina o **crystal**, y algunos no metales, como el carbono, C, o el silicio, Si.

La fórmula de una sustancia atómica **coincide con el símbolo químico del elemento**: Fe, Al, Cu, etc.

3.2 Sustancias moleculares

Las sustancias moleculares son las más abundantes en la naturaleza. Se llaman así porque la unidad elemental es la **molécula**.

Una **molécula** es una agrupación fija y estable de átomos que pueden pertenecer al mismo elemento químico o a diferentes elementos.

3.3 Sustancias iónicas

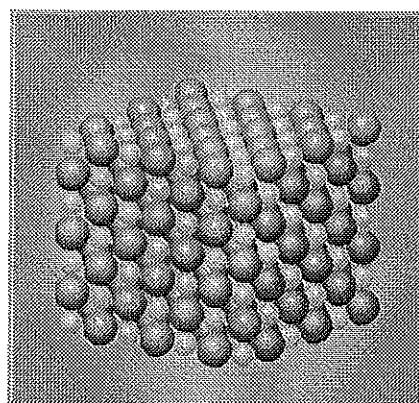
En estas sustancias la **unidad elemental** son **grupos de iones**, unos con carga positiva y otros con carga negativa. Los iones están en una relación tal que el cristal sea **eléctricamente neutro**, y se colocan ordenadamente en el espacio, **dando un cristal iónico, no moléculas**.

Las sustancias iónicas **no tienen fórmula molecular**, sino **fórmula empírica o unidad fórmula**, que representa la relación en que están los iones de cada signo para que el compuesto sea eléctricamente neutro.

WWW En la web

Visualiza la presentación «Composición de la molécula de agua» para ver cómo está formada la sustancia molecular más importante.

Visualiza también ejemplos de sustancias atómicas, sustancias moleculares y cristales iónicos.



El cloruro de sodio, sustancia iónica, está formado por iones positivos Na^+ , en amarillo, e iones negativos Cl^- , en verde, que se disponen de forma ordenada en el espacio dando un cristal o red cristalina.

	<p>Los símbolos nos indican que el compuesto, agua, está formado por hidrógeno, H, y oxígeno, O.</p> <p>Los subíndices nos indican que en la molécula hay 2 átomos de H y 1 átomo de O.</p>
	<p>Los símbolos nos indican que el compuesto, amoníaco, está formado por nitrógeno, N, e hidrógeno, H.</p> <p>Los subíndices nos indican que en la molécula hay 1 átomo de nitrógeno y 3 de hidrógeno.</p>
	<p>Los símbolos nos indican que el compuesto, ácido sulfúrico, está formado por hidrógeno, H; azufre, S, y oxígeno, O.</p> <p>Los símbolos nos indican que en la molécula hay 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O.</p>

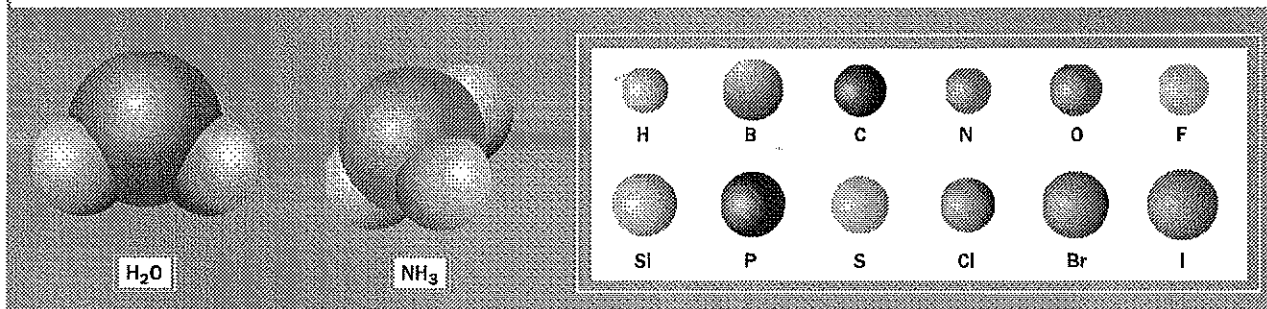
► **Ejemplos de fórmulas de sustancias moleculares.** Como hemos visto, una molécula es un agregado de átomos. Por tanto, la fórmula de una sustancia molecular, o **fórmula molecular**, contendrá:

- * Los símbolos químicos de los elementos que componen la molécula.
- * Tantos subíndices numéricos como elementos químicos diferentes haya. Cada subíndice nos indica el número de átomos de cada elemento químico. Si el subíndice es un uno, no se escribe, se sobrentiende.

Representación de las moléculas

Las moléculas se representan mediante modelos moleculares, en los que podemos visualizar las uniones entre los átomos. Los más comunes son los modelos de bolas y los de bolas y varillas.

A la izquierda se representan los modelos de bolas de las moléculas de agua y de amoníaco. A cada átomo se le asigna un color y un tamaño para identificarlos (derecha).



Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 Indica cuál es la unidad elemental de materia en: a) hierro; b) agua; c) cloruro de potasio.
- 2 Los compuestos iónicos están formados por iones, que son especies químicas con carga eléctrica. ¿Por qué, entonces, el conjunto es neutro eléctricamente?
- 3 ¿Qué significa que la glucosa tiene de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$?
- 4 ¿Cuántos átomos hay en la molécula de glucosa?

▼ Expresa lo que sabes

- 5 El fluoruro de sodio es un compuesto iónico. ¿Está constituido por átomos de flúor y sodio?

- 6 ¿Por qué no es correcto decir que el cloruro de sodio tiene de fórmula molecular NaCl?

- 7 El cloruro de calcio está formado por cloro y calcio en la relación 2 : 1. ¿Cuál es su fórmula química?

- 8 A la vista de la actividad anterior, indica la relación que existe entre la carga del ion positivo que forma el Ca y la del ion negativo que forma el Cl.

▼ Dibuja modelos moleculares

- 9 Dibuja la molécula de tricloruro de boro, BCl_3 , sabiendo que el átomo de B está en el centro de un triángulo equilátero y los Cl en los vértices.

4 El enlace químico

Se llama **enlace químico** a la fuerza de atracción que mantiene unidos de forma estable a dos o más átomos.

■ La regla del octeto

Dos o más átomos se unen porque así adquieren la **configuración electrónica del gas noble más próximo**, con la **capa de valencia completa**. De esta forma son más estables que cuando estaban separados.

Esta es la **regla del octeto**, denominada así porque los átomos, después de unirse, tienen **ocho electrones en su última capa**, excepto los más ligeros, como el hidrógeno, el helio o el litio, que se quedan con dos.

■ ¿Cómo se alcanza la configuración de gas noble?

Según la naturaleza de los átomos implicados, pueden darse dos procesos:

- **Cesión** de electrones de un átomo de un **elemento metálico** a otro de un **elemento no metálico**. Así, tenemos el **enlace iónico**.
- **Compartición** de electrones. Este hecho tiene lugar cuando se unen:
 - ... Elementos no metálicos, dando el **enlace covalente**.
 - ... Elementos metálicos, lo que origina el **enlace metálico**.

4.1 El enlace iónico

El **enlace iónico** es la **unión de dos iones de carga eléctrica opuesta**. Se da cuando se combinan un **elemento metálico** y uno **no metálico**. El átomo (o átomos) del metal cede sus electrones de la capa de valencia que acepta el átomo o átomos del elemento no metálico.

4.2 El enlace covalente

Hay sustancias, como el flúor, F_2 , en las que los átomos son idénticos y tienen la misma tendencia a tomar un electrón; en estos casos, se comparten un par de electrones, y se considera que pertenecen a ambos átomos. Así, el **enlace covalente** es la **unión de dos átomos que comparten uno o más pares de electrones**. Tiene lugar entre elementos **no metálicos**.

4.3 El enlace metálico

Es el responsable de la unión entre los átomos de un metal; por ejemplo, el hierro, el cobre, el magnesio o el sodio. Los átomos del metal **ceden** sus electrones de la capa más externa, convirtiéndose en iones positivos, que forman una estructura ordenada en el espacio (cristal metálico).

Los electrones cedidos forman una **nube electrónica** que envuelve a los iones y los mantiene unidos. Así, el **enlace metálico** es la unión que existe entre los iones metálicos positivos y la nube electrónica (negativa) que los envuelve.

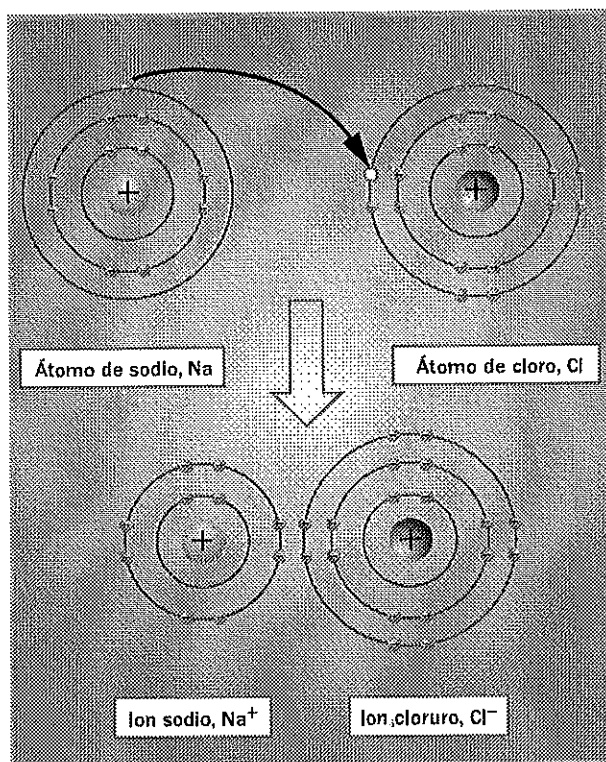
Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 Indica por qué se unen los átomos y qué le ocurre a su configuración electrónica.
- 2 Explica la formación de la molécula de Cl_2 .
- 3 ¿Qué tipo de sustancia es el agua, molecular o cristal covalente? ¿Y el diamante?
- 4 ¿Qué es la nube electrónica de los metales?
- 5 Un compuesto es sólido, forma una red cristalina pero no conduce la corriente eléctrica. ¿Puede ser un metal? Justifica la respuesta.

▼ Aplica lo aprendido

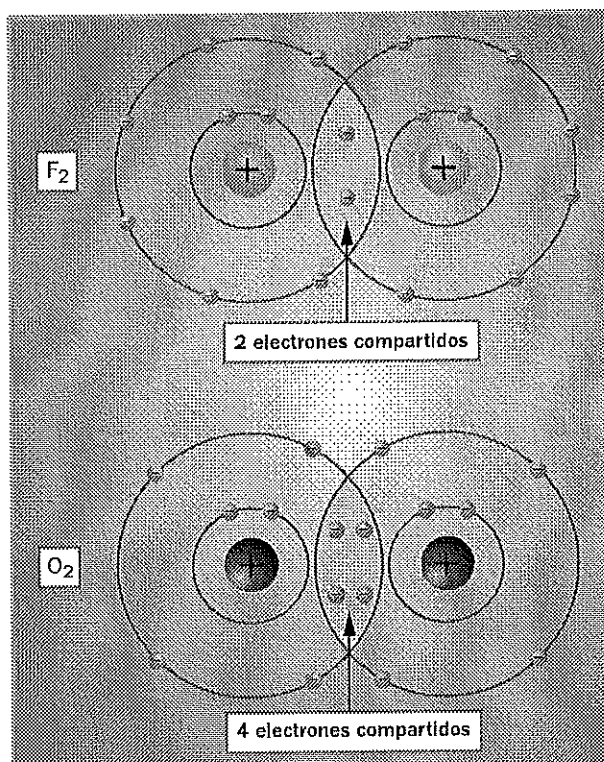
- 6 Indica el tipo de enlace que tiene lugar cuando se unen: a) oxígeno y oxígeno; b) oxígeno y sodio; c) oxígeno y flúor; d) sodio y sodio.
- 7 El cloro y el hidrógeno se unen para formar la molécula de cloruro de hidrógeno, HCl . Explica el tipo de enlace que forman estos dos átomos.
- 8 A partir de lo que hemos estudiado sobre el enlace iónico, ¿sabrías justificar por qué la fórmula química del fluoruro de magnesio es MgF_2 ? ¿Por qué no podría ser MgF ?



Enlace iónico:

- * El átomo de Cl tiene siete electrones en su última capa (grupo 17) por lo que si toma un electrón se queda con ocho electrones. Así quedaría como un ion negativo, Cl^- .
- * El átomo de Na tiene un electrón en su capa más externa. Si lo cede, su última capa tendría también ocho electrones. Así, se transformaría en un ion positivo, Na^+ .

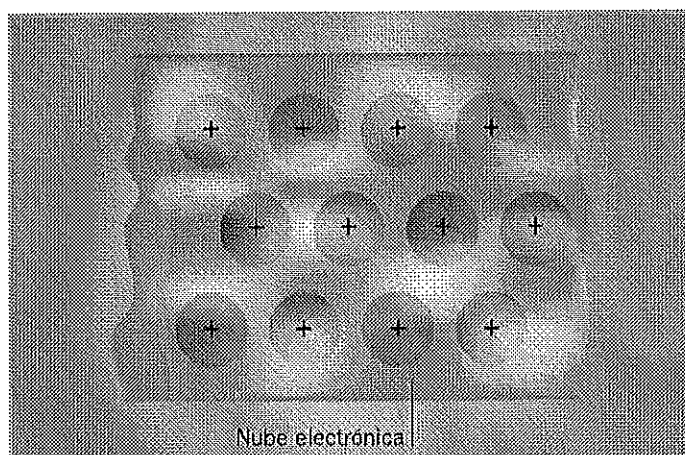
Las sustancias iónicas forman redes cristalinas, son solubles en agua, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí en disolución acuosa; son sólidas y frágiles, y tienen altas temperaturas de fusión y ebullición.



Enlace covalente:

Estas sustancias muestran grandes diferencias en sus propiedades, según sean:

- * **Sustancias moleculares.** Pueden ser gases, líquidos o sólidos, y no conducen la corriente eléctrica.
- * **Cristales covalentes.** En estas sustancias no hay moléculas, sino una red de átomos; son sólidos cristalinos insolubles en agua, de gran dureza y con temperaturas de fusión y de ebullición muy elevadas; y aislantes, es decir, que no conducen la corriente eléctrica, salvo el carbono en su variedad grafito.



► **Enlace metálico:** Los metales son muy buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor; de aquí vienen sus principales aplicaciones tecnológicas; además:

- * Tienen un brillo característico y altas densidades.
- * En general, tienen altas temperaturas de fusión y de ebullición, por lo que todos ellos, salvo el mercurio, son sólidos en condiciones normales de presión y temperatura.
- * Forman redes cristalinas que se pueden deformar sin romperse; por eso, son dúctiles (pueden formar hilos) y maleables (se pueden deformar en láminas muy finas).
- * Salvo excepciones como la plata, el platino, el oro y el cobre, no se encuentran libres en la naturaleza, sino combinados con otros elementos.

6 Las reacciones químicas

1 Cambios en la materia

1.1 Cambios físicos y químicos

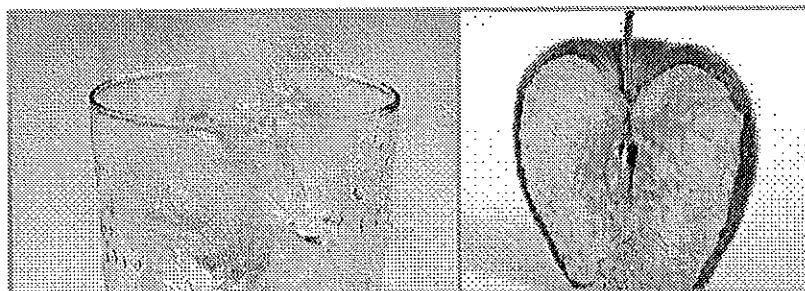
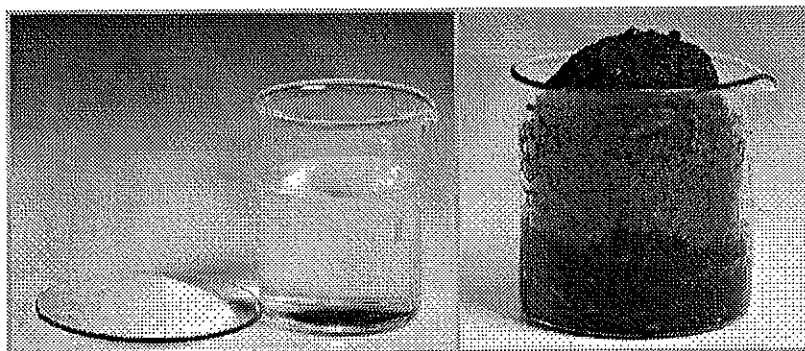
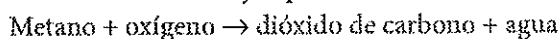
Cuando disolvemos azúcar en agua, no obtenemos otras sustancias nuevas; se trata de **un cambio físico** (podemos separar de nuevo el azúcar del agua mediante una destilación).

Un **cambio físico** es una transformación de la materia en el cual no varía su naturaleza, solo algunas de sus propiedades.

Pero si mezclamos el azúcar con ácido sulfúrico, el azúcar se ha transformado en otras sustancias diferentes; se ha producido una **reacción química**.

Una **reacción química** es un proceso mediante el cual una o más sustancias puras, denominadas **reactivos**, se transforman en otras sustancias diferentes, llamadas **productos**.

El proceso lo representamos colocando a la **izquierda de una flecha los reactivos** y a la **derecha de ella los productos**, separados con signos + si intervienen más de uno. Por ejemplo:



WWW En la web

En el vídeo «Oxidación de una manzana» puedes observar un cambio químico cotidiano; también te ofrecemos una simulación en la que te mostramos cómo se produce una reacción química a nivel microscópico.

Consulta también el documento «Aprende a trabajar con seguridad en el laboratorio».

Actividades

▼ Expresa lo que sabes

- 1 ¿La evaporación del agua es un proceso físico o químico? ¿Y la descomposición del agua en H_2 y O_2 ?
- 2 ¿Por qué es necesario que las moléculas de los reactivos choquen con cierta energía para que tenga lugar la reacción química?

▼ Expresa lo que sabes

- 3 Identifica los reactivos y los productos en esta reacción: el oxígeno del aire oxida al hierro, dando un compuesto llamado óxido de hierro.
- 4 Pon un nombre a los cambios de las imágenes de esta página (los de arriba se mencionan en el texto).

1.2 Estudio de las reacciones químicas

La **teoría de colisiones** explica que las moléculas de los reactivos, en su movimiento, pueden chocar (colisionar) entre sí. En este choque se **rompen** los enlaces que unen a los átomos de los reactivos, los cuales se vuelven a unir de forma diferente originando los productos.

Una **reacción química** ocurre porque las moléculas de los reactivos chocan entre sí con la **suficiente energía** como para que se rompan los enlaces que mantienen unidos a los átomos.

El químico francés A. LAVOISIER, tras numerosos experimentos, observó que la masa antes y después de una reacción era la misma. En 1789 enunció la **ley de la conservación de la masa**:

En toda **reacción química**, la **masa se conserva**. Es decir, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

■ Velocidad de una reacción química

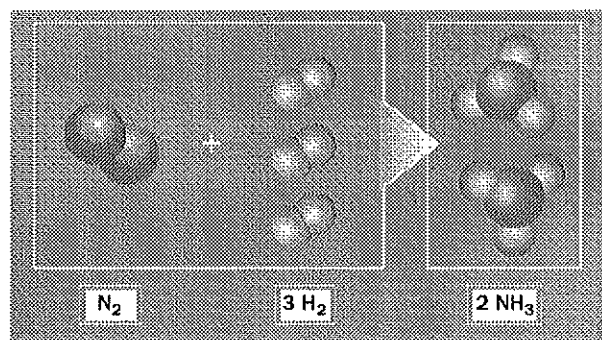
La velocidad de una reacción se puede modificar actuando de diversas formas. Una de ellas es la temperatura, de forma que:

En general, un **aumento de la temperatura** origina que la reacción química transcurra con **mayor rapidez**.

La teoría cinético-molecular nos da una explicación del papel que desempeña la temperatura en la velocidad de reacción: al aumentar la temperatura, se **incrementa la energía** de las moléculas (o átomos) con lo que los **choques** entre ellas serán **más intensos**, favoreciéndose así la **ruptura de los enlaces** en las moléculas de los reactivos.

Ejercicios resueltos

1 La figura nos muestra la reacción química a nivel molecular entre el nitrógeno, N_2 , y el hidrógeno, H_2 , para dar amoníaco. Indica qué enlaces se rompen y cuáles se forman.



Enlaces rotos. Se rompen enlaces en los reactivos, es decir, en las moléculas de N_2 y de H_2 . Por tanto, se rompen enlaces N-N y H-H.

Enlaces formados. Se forman enlaces en los productos. El único producto es el amoníaco, formado por un átomo de N y tres de H. Se formarán tres enlaces N-H en cada molécula de NH_3 .

En la figura aparecen números enteros delante del H_2 y el NH_3 . Estudiaremos su significado más adelante.

2 En la combustión de 6,5 g de acetileno son necesarios 20 g de oxígeno. Sabiendo que se han formado 4,5 g de agua, calcula la masa de dióxido de carbono que se desprende.

La reacción química que tiene lugar es:

Acetileno + oxígeno \rightarrow dióxido de carbono + agua

Podemos establecer la siguiente igualdad:

6,5 g de acetileno + 20 g de oxígeno = m + 4,5 g de agua

De donde:

$$m (\text{dióxido de carbono}) = 22 \text{ g}$$

2 Reacciones químicas y energía. Aplicaciones

2.1 La energía en las reacciones químicas

Además de los cambios materiales que se producen en las reacciones químicas, debemos tener en cuenta **la energía que intercambian las sustancias que reaccionan con su entorno**. Como ya estudiamos el año pasado:

La energía es la capacidad que tiene un sistema material para **producir cambios**, físicos o químicos, sobre sí mismo o sobre otro sistema.

La energía tiene dos características básicas: se presenta en muchas formas, todas ellas **convertibles entre sí**, y su valor total en un proceso **no varía**; esto es, cumple el **principio de conservación de la energía**:

En todo proceso físico o químico, la **energía** ni se crea ni se destruye, solo se transforma.

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En todas las reacciones químicas se produce un **intercambio de energía**; por lo general, en forma de calor. Así, las reacciones se clasifican en:

- **Exotérmicas**. Son aquellas en las que se desprende calor.
- **Endotérmicas**. Son aquellas en las que se absorbe calor.

2.2 Aplicaciones energéticas

El interés de muchas reacciones químicas no está en los productos que se forman, sino en la energía que desprenden en forma de calor. Las reacciones exotérmicas más importantes son las de **combustión**.

Una **reacción de combustión** es aquella en la que una sustancia, denominada **combustible**, reacciona con oxígeno originando, además de productos, un **rápido desprendimiento de energía**.

El uso de **combustibles fósiles** (carbón, gas natural, petróleo) presenta dos graves inconvenientes: **no son recursos renovables y son muy contaminantes**. Entre los **alternativos**, uno de los que tiene más futuro es el hidrógeno; podemos considerarlo un recurso inagotable, ya que se obtiene fácilmente del agua. Además, su reacción con el oxígeno produce agua, por lo que su uso no plantea problemas de contaminación.

2.3 ¿De dónde obtiene la energía un ser vivo?

Todos los procesos que realiza un ser vivo requieren energía. Esta energía la obtienen de una reacción de combustión, donde el combustible son los alimentos. En el caso de los seres humanos, la fuente más importante de energía procede de la combustión de la **glucosa**, que es un producto resultado del metabolismo de los alimentos.

WWW En la web

Consulta las distintas formas en que se presenta la energía, así como la presentación «Reacción de combustión».

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

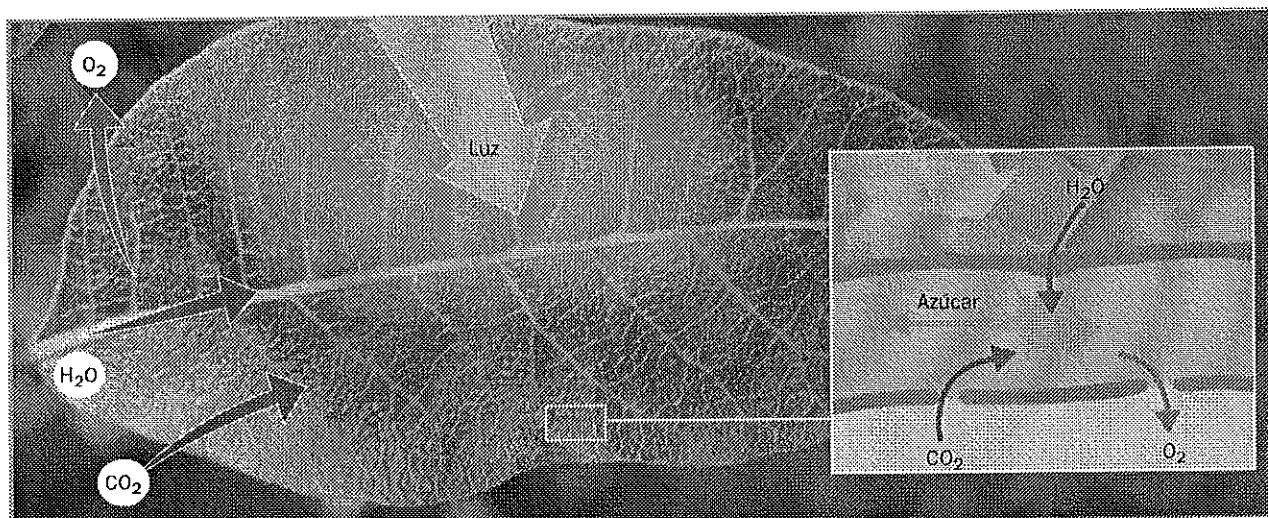
1. ¿Cuáles son las características básicas de la energía?
2. ¿Es lo mismo combustión que combustible?
3. Razona la veracidad o la falsedad de la siguiente afirmación: «Una reacción es exotérmica si necesita tomar calor de su entorno para poder realizarse».

▼ Relaciona información

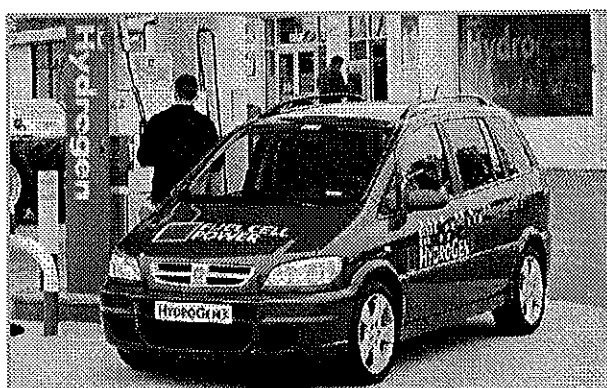
4. Con el código de colores que vimos en la unidad 5:
 - a) Escribe la fórmula molecular de la glucosa.
 - b) Explica el tipo de átomos que la forman y cuántos hay de cada tipo.

▼ Practica ejercicios numéricos

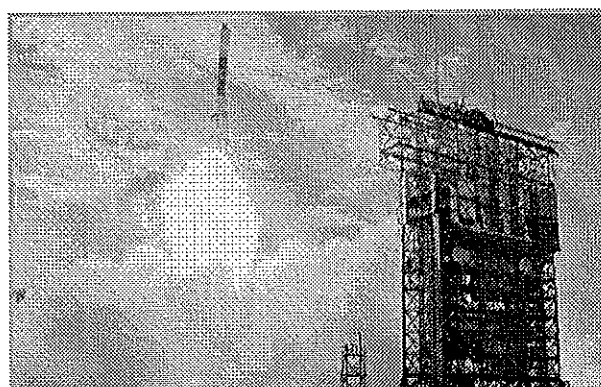
5. Sabiendo que en la combustión de 90 g de glucosa se desprenden 1400 kJ, calcula cuántos gramos de glucosa son necesarios para producir 1200 kcal de energía.
Dato: 1 kJ = 0,24 kcal.



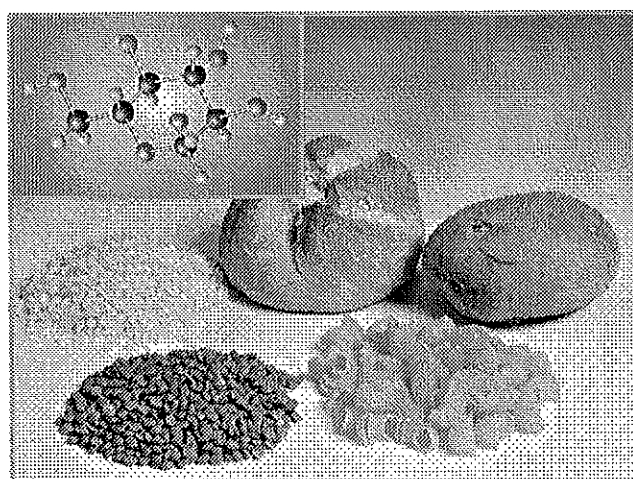
► A veces intervienen otras formas de energía en una reacción química; es el caso de la fotosíntesis, un proceso en el que se captura energía luminosa, que se acumula en forma de energía química (azúcar).



► En el año 2015 se espera que varias marcas de automóviles tengan comercializados coches de hidrógeno.



► El gran poder energético del hidrógeno hace que se utilice como combustible en las naves espaciales.



► Una de las funciones de los hidratos de carbono, como la glucosa, para los seres vivos es la de proporcionar energía inmediata.



3 Reacciones químicas de interés

Además de las reacciones de combustión, existen otras reacciones químicas de especial interés. Algunas de ellas son importantes porque regulan numerosos procesos en un ser vivo; otras, porque son la base para obtener materiales necesarios en nuestra sociedad.

3.1 Reacciones ácido-base

Los **ácidos** y las **bases** son unas sustancias de extraordinario interés en la naturaleza. Presentan una serie de características opuestas en muchos casos. Reaccionan entre sí mediante una reacción de **neutralización**, llamada así porque se «neutralizan» las propiedades de ambas sustancias. En este proceso se desprende mucho calor.

■ Los ácidos en nuestra vida

Su presencia en nuestra vida es continua y, en muchos aspectos, de vital importancia, ya que:

- Son la base de muchos medicamentos, como, por ejemplo, la aspirina (ácido acetilsalicílico).
- Muchos procesos en nuestro organismo necesitan cierta acidez; es decir, la presencia de un ácido en determinadas cantidades. Por ejemplo, los jugos gástricos del estómago contienen, aproximadamente, un 3% de ácido clorhídrico, HCl, que participa en la digestión de los alimentos.

■ Medida de la acidez

La acidez de un medio acuoso se mide mediante una magnitud, sin unidades, llamada **pH**. Consiste en una escala numérica del 1 al 14, donde el valor 7 corresponde a la neutralidad. Las sustancias ácidas tienen valores del pH menor que 7 y las sustancias básicas, mayores que 7.

3.2 Reacciones de corrosión

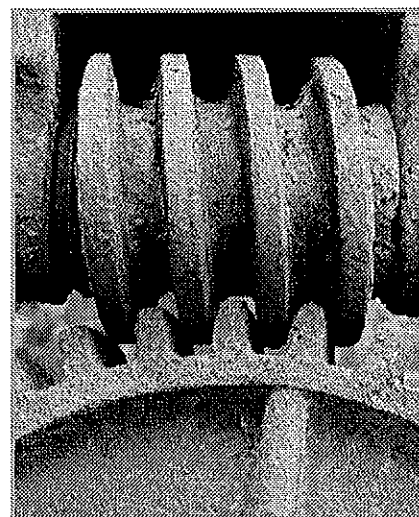
La corrosión es el deterioro de cualquier **metal** al **reaccionar con su entorno**, especialmente con el **oxígeno del aire**. Es una reacción de oxidación (igual que una combustión), en la que el metal pierde las propiedades que justifican su uso.

Ejemplos típicos de corrosión son la formación de herrumbre al oxidarse el hierro o la plata empañada.

■ ¿Cómo evitar la corrosión?

El fenómeno de la corrosión, típica del hierro y del acero, produce daños considerables en edificios, puentes, barcos, y un largo etcétera.

Para evitar este fenómeno, se recubre el metal con una capa protectora que evita el contacto del metal con el oxígeno de la atmósfera. Esta capa puede ser pintura, por ejemplo, de minio. Otra posibilidad es recubrir el hierro con otro metal que, al oxidarse antes, forma una capa de óxido que protege al hierro de la corrosión.

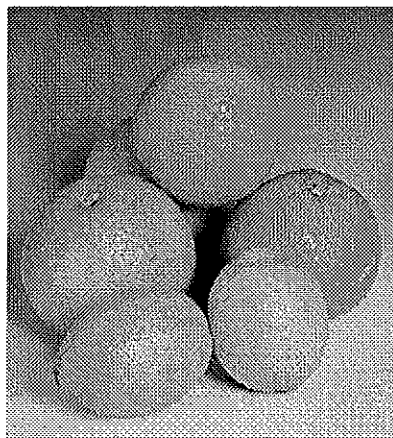


► La corrosión es un problema muy importante en nuestra sociedad, pues destruye las estructuras de los edificios, coches, barcos, etc.

Ácidos y bases en nuestra vida



1 La aspirina es uno de los fármacos más utilizados en el mundo. Su principal componente es un ácido.

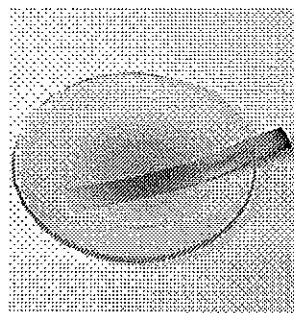
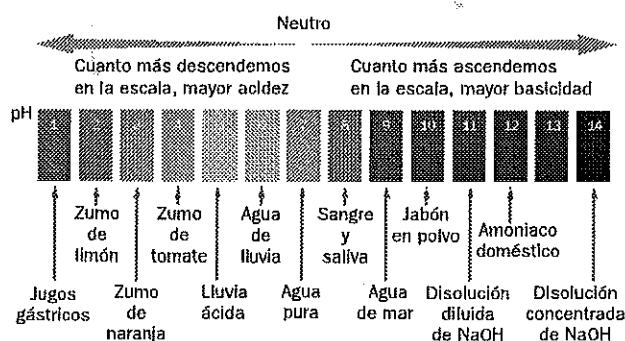
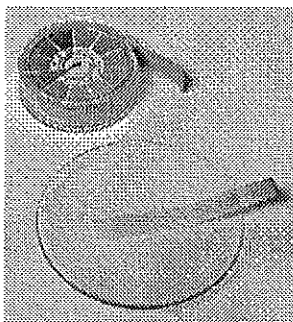


2 El limón, la naranja o el pomelo deben su sabor ácido a la presencia del ácido cítrico.



3 Muchos productos de limpieza llevan en su composición amoníaco, que es una base.

Medida del pH



Para conocer la acidez de un medio acuoso, utilizamos papel indicador universal, que toma distintos colores según el valor del pH. Cuanto más ácido es el medio, más bajo es el valor del pH. Por el

contrario, las disoluciones acuosas de sustancias básicas, como el amoníaco, el hidróxido de potasio o el carbonato de sodio, tienen valores del pH mayores que 7.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 ¿Qué es una reacción de neutralización? ¿Es una reacción exotérmica o endotérmica?
- 2 La corrosión, ¿es una reacción química? ¿Cuáles son los reactivos?

▼ Expresa lo que sabes

- 3 Razona la veracidad o falsedad de la siguiente proposición: «El ácido sulfúrico es una sustancia muy ácida; por tanto, su pH será mayor que 7».

- 4 Cuando tenemos acidez de estómago, los médicos nos recetan un tipo de sustancias. ¿De qué tipo son? ¿Por qué?

▼ Aplica lo aprendido

- 5 El bicarbonato de sodio es una sustancia que tiene características básicas. ¿Qué ocurriría si le echásemos unas gotas de limón o de vinagre (ácido acético) a un recipiente que contiene bicarbonato?
- 6 ¿Conoces alguna situación de tu vida diaria donde hayas observado el fenómeno de la corrosión?

4 Química, sociedad y medio ambiente

4.1 La química en la sociedad

Los materiales de primera necesidad en nuestra vida diaria se obtienen en diferentes industrias a partir de una serie de **materias primas**, que son todos aquellos materiales extraídos de la naturaleza (aire, agua, minerales, madera y, sobre todo, el petróleo) que, transformados, nos permiten obtener otros **productos finales**. Entre las industrias químicas destacan:

- **La industria petroquímica.** Su materia prima es el **petróleo**. A pesar de ser la fuente de muchos productos (ver la tabla), cerca del 87% del petróleo extraído se «malgasta» para la obtención de combustibles.
- **La industria farmacéutica.** La obtención de medicamentos (antibióticos, analgésicos y antipiréticos, antihistamínicos, anestésicos, etc.) ha sido una de las mayores contribuciones de la Química a la sociedad.
- **La industria de los polímeros.** Un polímero es una **macromolécula formada por la unión de muchas moléculas más simples que se repiten** y que se llaman **monómeros**. Hay polímeros naturales, como el caucho o el ADN, y artificiales, como el neopreno, el policloruro de vinilo (PCV) o los **plásticos**, llamados así porque se pueden deformar y moldear fácilmente.

4.2 Química y medio ambiente

El desarrollo de la Química ha permitido obtener mejores materiales y fuentes de energía más eficientes. Además, nos ayuda a comprender y combatir los efectos dañinos de algunas actividades humanas, como las siguientes.

■ Contaminación del agua y del suelo

La utilización del agua en diversos procesos agrícolas e industriales hace que, en determinadas ocasiones, se produzcan vertidos de sustancias que contaminan las aguas de los ríos, los lagos y los mares, y que afectan a la composición del suelo. Como en el suelo crece la vegetación, punto de partida de la cadena trófica, pueden producirse daños irreversibles en todo el ecosistema.

■ Contaminación atmosférica

Algunas actividades, tanto naturales como humanas, producen una serie de **gases nocivos** que se emiten a la atmósfera y participan en **procesos perjudiciales para el medio ambiente**, como son:

- **La lluvia ácida.** Provoca la **acidificación de bosques, ríos y lagos**, con el consiguiente efecto sobre la flora y la fauna que vive en ellos, así como la **destrucción de fachadas y esculturas** hechas con materiales calizos, que se descomponen fácilmente por la acción de los ácidos.
- **La reducción de la capa de ozono.** Esto provoca un aumento de la radiación UV, perjudicial para los seres vivos.
- **El efecto invernadero anómalo.** Es la causa del **calentamiento global**, cuyas consecuencias pueden ser catastróficas.

Productos finales derivados del petróleo

Combustibles: gasolinas, queroseno, gasoil, gas natural

Aceites lubricantes, disolventes.

Insecticidas, plaguicidas, fertilizantes.

Plásticos

- Fibras textiles.
- Neumáticos.
- Planchas para aislamiento térmico.
- Botellas, bolsos.
- Tapicerías.
- Juguetes.
- Utensilios domésticos.

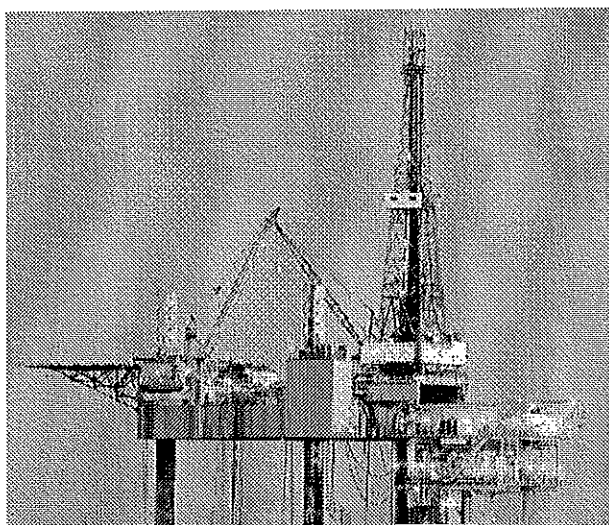
Actividades

▼ Expresa lo que sabes

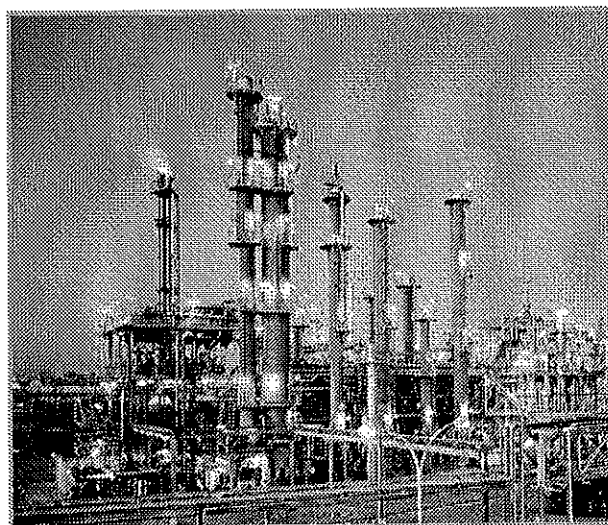
- 1 Pon cinco ejemplos de materias primas y otros cinco de productos finales.
- 2 Explica el significado de la siguiente frase:
«Usar el petróleo como combustible es malgastarlo».
- 3 Señala cinco plásticos que estén presentes en tu casa.
- 4 ¿Conoces alguna evidencia científica del cambio climático? ¿Qué efectos tendrá dicho cambio en nuestro planeta?

▼ Muestra iniciativa

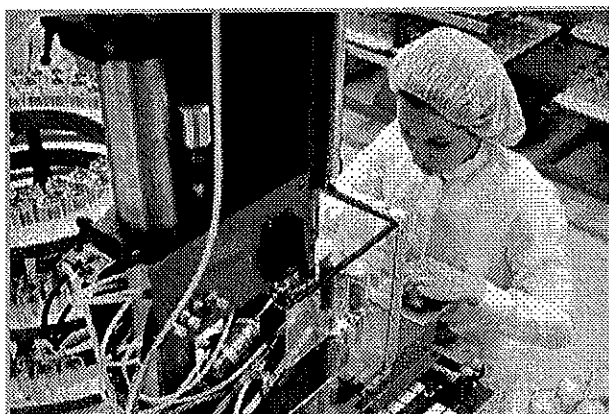
- 5 ¿Por qué crees que se contaminan las aguas de los ríos, mares, lagos y océanos? ¿Qué medidas tomarías para evitarlo?



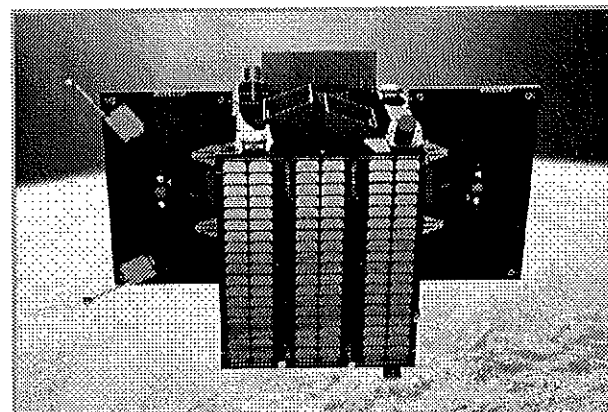
► El petróleo se obtiene al perforar pozos sobre yacimientos del subsuelo de la superficie terrestre o de los fondos oceánicos.



► Planta petroquímica en Tarragona. Debido a la importancia de los procesos que transcurren en ella, nunca deja de funcionar.

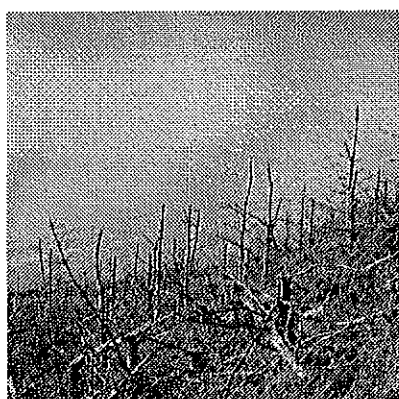


► La síntesis de nuevos medicamentos facilita el aumento de la esperanza de vida en el ser humano y mejora su calidad de vida.

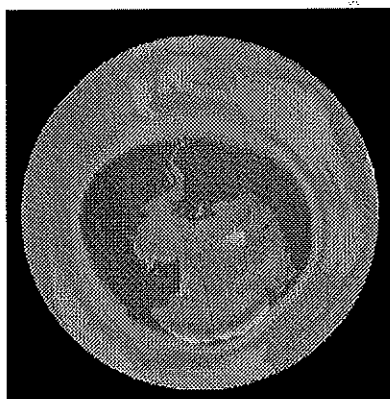


► La fibra de carbono es un polímero que se utiliza para hacer materiales cada vez más ligeros y resistentes.

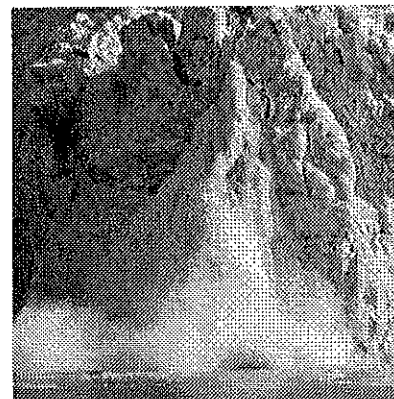
Efectos de la contaminación atmosférica



1 La destrucción de bosques por la lluvia ácida es un grave problema ambiental.



2 Simulación por ordenador del agujero de la capa de ozono en la Antártida.



3 El deshielo en los casquetes polares es una evidencia del cambio climático.

7 Cálculos en las reacciones químicas

1 La masa de los átomos y las moléculas

1.1 Masa atómica

Se llama **masa atómica** a la masa que tiene un átomo.

Pero la masa de un átomo es demasiado pequeña y no resulta práctico expresarla en las unidades habituales, es decir, el gramo o el kilogramo. Por eso, los científicos han definido una nueva unidad, la **unidad de masa atómica, u**, más cercana al sistema material que estamos estudiando:

La unidad de masa atómica, u, es la masa correspondiente a la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo 12 del carbono, C-12.

Su equivalencia con el kilogramo y con el gramo es:

$$1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \rightarrow 1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

1.2 Masa atómica promedio

Cuando queremos expresar la masa atómica de un elemento químico, nos encontramos con el hecho de que muchos de ellos son una **mezcla de isótopos**. Por ejemplo, el magnesio, Mg, se encuentra en la naturaleza como mezcla de tres isótopos: Mg-24, Mg-25 y Mg-26. ¿Qué valor de la masa daríamos para el magnesio? Pues su masa atómica promedio.

La **masa atómica promedio** de un elemento químico es la media ponderada de las masas atómicas de sus isótopos presentes en la corteza terrestre.

Para calcular la masa atómica promedio de un elemento químico, necesitamos conocer la masa de cada isótopo así como su abundancia (el porcentaje en que aparece en la naturaleza).

Isótopos del magnesio		
Isótopo	Masa atómica (u)	Abundancia
Mg-24	23,985	78,7%
Mg-25	24,986	10,2%
Mg-26	25,986	11,1%

1.3 Masa molecular

La **masa molecular** de una sustancia pura es la masa de su molécula, que obtenemos **sumando las masas atómicas** de los átomos que componen dicha molécula.

Por ejemplo, la masa molecular del dióxido de azufre, SO_2 , será la suma de las masas de un átomo de azufre, S, y dos de oxígeno, O.

En el caso de las sustancias iónicas, supondremos que la masa molecular es la masa de la fórmula química (unidad fórmula).

WWW En la web

Trabaja con la hoja de cálculo «La masa atómica» para encontrar la masa atómica promedio del hierro.

Masas atómicas promedio de algunos elementos químicos

Elemento	Masa atómica (u)	Elemento	Masa atómica (u)	Elemento	Masa atómica (u)
H	1,008	F	18,998	S	32,065
C	12,011	Na	22,990	K	39,098
N	14,007	Mg	24,305	Fe	55,845
O	15,999	Al	26,982	Cu	63,546

Ejercicios resueltos

1 El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos, Cl-35 y Cl-37, con abundancias del 75,77% y 24,23%, respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del cloro, suponiendo que la masa atómica de cada isótopo coincide con su número de masa.

La media ponderada de las masas atómicas es:

$$m = \frac{\text{masa 1.º isótopo} \cdot \% + \text{masa 2.º isótopo} \cdot \%}{100}$$

$$m = \frac{35,0 \text{ u} \cdot 75,77 + 37,0 \text{ u} \cdot 24,23}{100} = 35,48 \text{ u}$$

2 Calcula la masa molecular de los compuestos:

a) Sulfuro de hierro (III), Fe_2S_3 .

b) Ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

a) La molécula de Fe_2S_3 tiene 2 átomos de Fe y 3 átomos de S; luego:

Elemento	Masa atómica	N.º de átomos	Total
Fe	55,8 u	2	$2 \cdot 55,8 \text{ u} = 111,6 \text{ u}$
S	32,1 u	3	$3 \cdot 32,1 \text{ u} = 96,3 \text{ u}$
Masa molecular del Fe_2S_3			207,9 u

b) La molécula de H_2SO_4 está formada por 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O. Luego:

Elemento	Masa atómica	N.º de átomos	Total
H	1,0 u	2	$2 \cdot 1,0 \text{ u} = 2,0 \text{ u}$
S	32,1 u	1	$1 \cdot 32,1 \text{ u} = 32,1 \text{ u}$
O	16,0 u	4	$4 \cdot 16,0 \text{ u} = 64,0 \text{ u}$
Masa molecular del H_2SO_4			98,1 u

3 ¿Qué masa, expresada en gramos, tiene una molécula de agua? ¿Cuántas moléculas de agua hay en 1 g de esta sustancia?

Como la masa molecular del agua es 18,0 u queda:

$$m = 18,0 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

A continuación, establecemos la proporción:

$$\frac{1 \text{ molécula de } \text{H}_2\text{O}}{2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = \frac{N}{1 \text{ g}}; N = 3,34 \cdot 10^{22} \text{ moléc.}$$

Es decir, hay 33400 trillones de moléculas.

Actividades

Practica ejercicios numéricos

1 Busca las masas atómicas de los isótopos del litio Li-6 y Li-7 y calcula su masa atómica promedio, sabiendo que las abundancias de estos isótopos son 7,4% y 92,6%, respectivamente.

2 Utilizando los datos de las masas atómicas que aparecen en la tabla superior, calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: a) MgF_2 ; b) CO_2 ; c) HNO_3 ; d) CuCO_3 ; e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

3 Calcula el número de moléculas que hay en 18 g de agua pura.

Resuelve problemas

4 Calcula la masa atómica de un elemento desconocido, X, sabiendo que la masa molecular de uno de sus compuestos, X_2SO_3 , es 126 u. Busca en la Tabla Periódica qué elemento puede ser.

2 La cantidad de sustancia: el mol

El tamaño de los átomos y de las moléculas es tan pequeño, que, por poca cantidad de sustancia pura que participe en una reacción química, su número es enorme. Fíjate en el número de moléculas de agua que hay en 1 g de esta sustancia y que hemos calculado en el ejercicio resuelto 3 de la página anterior.

2.1 El mol y el número de Avogadro

Emplear números tan grandes en el estudio de las reacciones químicas resulta muy incómodo. Por eso, los científicos han definido una nueva magnitud, denominada **cantidad de sustancia** y cuya unidad es el **mol**.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12 (C-12).

El número de átomos de C-12 que hay en 12 g se conoce como **número de Avogadro**, en honor al científico italiano AMEDEO AVOGADRO. Se representa por N_A , y vale $6,022 \cdot 10^{23}$. Por tanto, tenemos que:

- * Un mol de átomos equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.
- * Un mol de moléculas equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- * Un mol de iones equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ iones.

2.2 La masa molar

El mol es una unidad basada en el **número de partículas**. Sin embargo, nosotros cuantificamos directamente la materia a través de su masa. Por eso, es necesario establecer una equivalencia entre masa y mol, lo que hacemos a través de una nueva magnitud: la **masa molar**.

La **masa molar** de una sustancia, M , es la masa de 1 mol de dicha sustancia expresada en gramos. Por tanto, su unidad es el g/mol.

La masa molar de una sustancia se calcula muy fácilmente, ya que su **valor numérico sin la unidad coincide** con el que tiene la masa atómica o la masa molecular. Por ejemplo, la masa molecular del ácido sulfúrico es 98,1 u; por tanto, su masa molar será 98,1 g/mol.

Pero es muy importante **no confundir** estas dos magnitudes, ya que mientras que la masa molecular es la masa de una sola molécula, la masa molar es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol).

■ Una analogía

Mientras que una docena contiene 12 unidades, un mol contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades (o partículas). El número es siempre el mismo, lo que cambia es el material que estemos considerando: huevos, sillas, mesas, átomos, etc.

Por tanto, la masa de una docena será diferente en función de qué tipo de materia consideremos, y lo mismo sucede con la masa de un mol.

WWW En la web

Visualiza el esquema conceptual en el que se relaciona la información asociada al mol.

Masas molares de algunas sustancias puras

Sustancia pura	Unidad elemental	Masa de la unidad elemental	Masa de 1 mol de unidades elementales	Número de unidades elementales en 1 mol
Cobre	Átomo de Cu	63,5 u	63,5 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Cu
Agua	Molécula de H ₂ O	18,0 u	18,0 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H ₂ O
Cloruro de sodio	Fórmula NaCl	58,4 u	58,4 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ fórmulas de NaCl

Ejercicios resueltos

A la hora de resolver algunos ejercicios podemos utilizar factores de conversión o proporciones. Será el propio alumno o alumna, siguiendo las recomendaciones de su profesor, el que deba elegir un sistema u otro.

1 Comprueba que los valores numéricos de la masa molar y la masa molecular coinciden.

Tomemos como ejemplo el agua, cuya **masa molecular** es 18,0 u. La masa molar será la masa de 1 mol de moléculas, es decir:

$$m = 18,0 \frac{\text{u}}{\text{moléc.}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc.} = 1,084 \cdot 10^{25} \text{ u}$$

Este valor, expresado en gramos, es la **masa molar**:

$$M = 1,084 \cdot 10^{25} \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 18,0 \text{ g}$$

2 Calcula cuántos moles son 55 g de CO₂.

La masa molecular del dióxido de carbono, CO₂, es:

$$1 \cdot 12,0 \text{ u} + 2 \cdot 16,0 \text{ u} = 44,0 \text{ u}$$

Y su masa molar será 44,0 g/mol. Esto significa que cada 44 g de CO₂ es 1 mol, por lo que podemos hacer la siguiente proporción:

$$\frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol}} = \frac{55 \text{ g}}{n} ; n = 1,25 \text{ mol}$$

3 ¿Qué tiene más masa, 7,5 mol de óxido nítrico o 2 mol de glucosa?

La masa molecular del óxido nítrico, NO, será:

$$1 \cdot 14,0 \text{ u} + 1 \cdot 16,0 \text{ u} = 30,0 \text{ u}$$

Por tanto, su masa molar será 30,0 g/mol; luego:

$$7,5 \text{ mol NO} \cdot \frac{30,0 \text{ g}}{1 \text{ mol NO}} = 225,0 \text{ g de NO}$$

Para la glucosa, C₆H₁₂O₆, será:

$$6 \cdot 12,0 \text{ u} + 12 \cdot 1,0 \text{ u} + 6 \cdot 16,0 \text{ u} = 180,0 \text{ u}$$

Y su masa molar valdrá 180,0 g/mol. Por tanto:

$$2 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{180,0 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 360,0 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Es decir, hay más masa en 2 mol de glucosa.

Actividades

▼ Refuerza lo aprendido

- 1 ¿Cuántos electrones hay en 1 mol de electrones?
¿Y cuántos protones en 0,7 mol de protones?
- 2 ¿Dónde hay más unidades elementales, en 0,5 mol de hierro o en 0,5 mol de dióxido de carbono?
- 3 ¿Cuántos átomos hay en 0,25 mol de agua? ¿Cuántos de hidrógeno? ¿Cuántos de oxígeno?

▼ Practica ejercicios numéricos

- 4 Calcula cuántos moles son 350 g de las siguientes sustancias.

- a) Cloruro de potasio, KCl.
- b) Hierro.
- c) Sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁.
- d) Ozono, O₃.

- 5 ¿Qué tiene más masa, 5 mol de etanol, C₂H₅OH, o 0,95 mol de yodo, I₂?

▼ Resuelve problemas

- 6 Un mol de cierto compuesto tiene una masa de 80,1 g. ¿Cuál es la masa, expresada en kg, de una molécula de dicho compuesto?

3 Representación de las reacciones químicas

3.1 Las ecuaciones químicas

Una **ecuación química** es la representación simbólica de una reacción química en términos de fórmulas químicas, y consta de:

- Dos miembros conectados por una flecha que indica el sentido en que se produce la reacción. A la **izquierda** de la flecha aparecen las **fórmulas químicas de los reactivos** y a la **derecha**, las **fórmulas químicas de los productos**.
- Unos números colocados delante de la fórmula química de cada sustancia, que se denominan **coeficientes estequiométricos**, y que nos indican el **número de moléculas** o de **moles** de cada sustancia que intervienen en la reacción; si es un uno, **no se escribe**. Estos coeficientes permiten **que se cumpla la ley de la conservación de la masa**: en una reacción química ni aparecen ni desaparecen átomos, solo se unen de distinta forma.

■ Estados de agregación

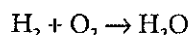
A veces es necesario conocer los estados de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción, que se indican de la siguiente forma:

Sólido: (s) ; líquido: (l) ; gas: (g) ; disolución acuosa: (aq)

3.2 Ajuste de una ecuación química

Ajustar una ecuación química es seleccionar los coeficientes estequiométricos adecuados para que haya el mismo número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación.

Para ajustar una reacción química, **no podemos modificar los subíndices** de las fórmulas químicas que representan a los reactivos y los productos; eso sería cambiar las sustancias que intervienen en la reacción. Por ejemplo, para ajustar la reacción:



Como en los productos solo tenemos un átomo de O, no podríamos cambiar el subíndice del reactivo O_2 dejándolo como O, ya que esta última especie es diferente a la que debe aparecer en la ecuación.

Para evitar cometer este error, podemos rodear cada sustancia con un círculo que nos indica que dentro de él no podemos cambiar ningún número.

■ Etapas para ajustar una ecuación química

El método que vamos a seguir se denomina de **ensayo y error** o ajuste por **tanteo**. El esquema de la página siguiente nos muestra las etapas que debemos seguir, con estas dos recomendaciones adicionales:

- Si un elemento químico aparece únicamente en un compuesto en cada lado de la flecha de reacción, lo ajustaremos en **primer lugar**.
- Si uno de los reactivos o productos aparece como elemento libre, N_2 , Fe, H_2 , O_2 , etc., lo ajustaremos **siempre en último lugar**.

WWW En la web

Trabaja con el programa interactivo de ajuste de ecuaciones químicas y realiza las actividades que en él se proponen.



► Al ajustar ecuaciones químicas, no podemos alterar las fórmulas de las sustancias que intervienen.

1

- 1 Identificamos los reactivos y los productos de la reacción:

Reactivos: nitrato de plomo y yoduro de potasio
Productos: nitrato de potasio y yoduro de plomo

- 2 Escribimos los nombres de los reactivos y de los productos separados por una flecha:

Nitrato de plomo + yoduro de potasio \rightarrow nitrato de potasio + yoduro de plomo

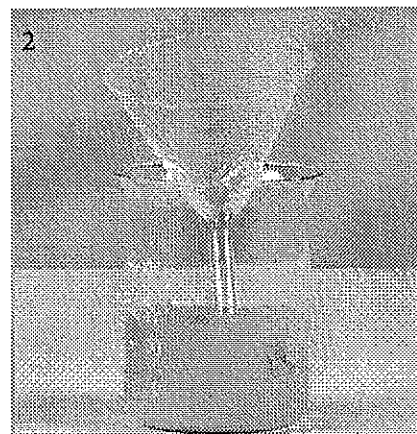
- 3 Sustituimos los nombres de las sustancias puras que intervienen en la reacción por sus fórmulas químicas:



- 4 Ajustamos la ecuación química:



2



- 1 Etapas para escribir una ecuación química.
2 Reacción entre el nitrato de plomo y el yoduro de potasio. El sólido amarillo que precipita al fondo es yoduro de plomo.
3 Etapas para ajustar una reacción química; en este caso, de formación del amoníaco.

3

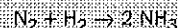
- 1 Escribimos las fórmulas químicas de reactivos y productos y contamos el número de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha.



2 átomos de N y 2 de H a la izquierda (reactivos)
1 átomo de N y 3 de H a la derecha (productos)

- 2 Empezamos ajustando el elemento que veamos más fácil o que no modifique al resto de elementos. ¡Recuerda no modificar nunca el subíndice de una fórmula química!

Colocamos un 2 delante del NH_3 para ajustar los átomos de N:



- 3 Procedemos de la misma forma con el siguiente elemento. En este ejemplo será el hidrógeno, H.

Tenemos $2 \cdot 3 = 6$ átomos de H a la derecha. Entonces, colocamos un 3 delante del H_2 :



- 4 Comprobamos que los dos elementos, H y N, están ajustados.

	Reactivos	Productos
N:	$1 \cdot 2 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
H:	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 3 = 6$

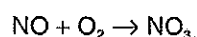
Actividades

Expresa lo que sabes

- 1 Razona sobre la veracidad o falsedad de la siguiente frase: «Una ecuación química está ajustada cuando se cumple el principio de conservación de la masa».

Refuerza lo aprendido

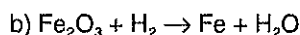
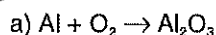
- 2 Para ajustar la ecuación química: $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$, un estudiante escribe:



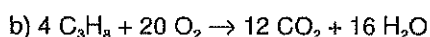
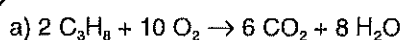
¿Es correcto lo que ha hecho?

Aplica lo aprendido

- 3 Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



- 4 Explica si son correctas estas ecuaciones químicas:



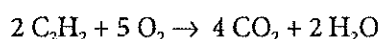
4 Cálculos y significado de una ecuación química

4.1 Significado de una ecuación química

La lectura de una ecuación química siempre nos indica:

- Las sustancias puras (reactivos y productos) que participan en la reacción química, representadas por sus respectivas fórmulas químicas.
- La proporción en la que interviene cada sustancia pura en la reacción.

Pero estas proporciones pueden interpretarse a dos escalas diferentes. Vamos a utilizar como ejemplo la reacción de combustión del etino:



■ Escala atómico-molecular

Proporciona el **número de átomos** de cada elemento químico en la reacción, así como el **número de unidades elementales**, átomos o moléculas, de cada sustancia pura, reactivos o productos, que interviene en la reacción. Por ejemplo, la ecuación de combustión del etino se leería:

Dos moléculas de etino (o acetileno), C_2H_2 , reaccionan con cinco moléculas de oxígeno, O_2 , para dar cuatro moléculas de dióxido de carbono, CO_2 , más dos moléculas de agua, H_2O .

■ Escala macroscópica o molar

Nos indica la **cantidad** de cada sustancia pura, reactivos y productos, expresada en **moles**, que interviene en la reacción, así como la masa de las sustancias que intervienen en la reacción y que obtenemos a partir de la masa molar de cada sustancia. La ecuación química se leería así:

Dos moles de etino reaccionan con cinco moles de oxígeno para dar cuatro moles de dióxido de carbono más dos moles de agua.

■ Condiciones de reacción

Muchas reacciones químicas necesitan ciertas condiciones de presión y temperatura para poder producirse. En otros casos, además, es necesaria la presencia de unas sustancias, denominadas **catalizadores**, que aumentan la velocidad de la reacción química, no se consumen en la reacción y es necesaria solo una pequeña cantidad de ellos.

Todo esto se indica colocando encima o debajo de la flecha de reacción los valores de la presión y la temperatura, y la fórmula del catalizador.

4.2 Cálculos en una ecuación química

La ecuación química ajustada nos indica la cantidad que se forma de un determinado producto a partir de una cierta cantidad de reactivo o, de forma inversa, qué cantidad de un determinado reactivo necesitamos para obtener una cierta cantidad de un producto. Es lo que denominamos **cálculos estequiométricos en una reacción química**.

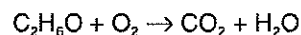
Actividades

▼ Expresa lo que sabes

1 ¿Qué es un catalizador?

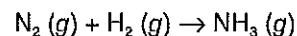
▼ Aplica lo aprendido

2 Explica el significado, a niveles molecular y molar, de esta ecuación, que tienes que ajustar:



¿Se cumple la ley de conservación de la masa?

3 Razona la veracidad o falsedad de las afirmaciones sobre esta ecuación química, que debes ajustar:



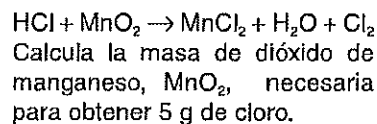
a) 1 mol de N_2 reacciona con 1 mol de H_2 .

b) 1 mol de N_2 necesita tres veces más cantidad (en moles) de H_2 .

c) 28 g de N_2 reaccionan con 2 g de H_2 y, en esa relación en masa, se forman 50 g de NH_3 .

▼ Practica ejercicios numéricos

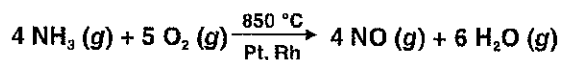
4 El cloro, Cl_2 , se puede obtener a partir de esta reacción (sin ajustar):



5 En la actividad anterior, calcula la masa de cloruro de manganeso (II), MnCl_2 , que se formará.

Ejercicio resuelto

Explica el significado de la siguiente ecuación química:



Lo primero que observamos es que la reacción necesita catalizadores; en concreto, la presencia de dos metales, platino, Pt, y rodio, Rh. Además, son necesarias altas temperaturas para que tenga lugar, 850°C .

A escala molecular, la ecuación nos indica que 4 moléculas de amoníaco, NH_3 , reaccionan con 5 de oxígeno, O_2 , para dar 4 moléculas de óxido nítrico, NO , y 6 de agua, H_2O .

A nivel molar, la ecuación «nos dice» que: 4 moles de amoníaco, NH_3 , reaccionan con 5 moles de oxígeno, O_2 , para dar 4 moles de óxido nítrico, NO , y 6 moles de agua, H_2O , estando todas las sustancias en estado gaseoso.

El amoníaco, NH_3 , reacciona con el oxígeno, O_2 , para dar óxido nítrico, NO , y agua. Calcula la masa de agua que se podrá obtener a partir de 60 g de amoníaco.

1 Identificamos los reactivos y los productos.

Reactivos: amoníaco y oxígeno
Productos: óxido nítrico y agua

2 Escribimos la ecuación química sin ajustar.



3 Ajustamos la ecuación química.



4 De todas las sustancias puras que participan en la reacción, elegimos dos: una de la que tengamos datos numéricos y aquella de la que pida datos el ejercicio.

Elegimos: • El amoníaco, del cual tenemos datos.
• El agua, cuya masa solicita el ejercicio.

5 Escribimos en forma de proporción molar la información que nos da la ecuación química respecto a ambas sustancias.

$$\frac{4 \text{ mol de NH}_3}{6 \text{ mol de H}_2\text{O}} \quad \text{o simplificando:} \quad \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{3 \text{ mol de H}_2\text{O}}$$

6 Convertimos los moles de cada sustancia en unidades de masa multiplicando por las respectivas masas molares.

$$\begin{aligned} M(\text{NH}_3) &= 17,0 \text{ g/mol} \rightarrow m(2 \text{ mol NH}_3) = 34,0 \text{ g} \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= 18,0 \text{ g/mol} \rightarrow m(3 \text{ mol H}_2\text{O}) = 54,0 \text{ g} \end{aligned}$$

7 Reescribimos la anterior relación molar pero ahora en unidades de masa.

$$\frac{34,0 \text{ g de NH}_3}{54,0 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

8 Establecemos una proporción directa con los datos que proporciona el enunciado de nuestro ejercicio.

$$\frac{34,0 \text{ g de NH}_3}{54,0 \text{ g de H}_2\text{O}} = \frac{60 \text{ g de NH}_3}{m} \quad ; \quad m = 95,3 \text{ g de H}_2\text{O}$$

► Método para realizar cálculos en una ecuación química, aplicado a la resolución de un problema. Observa que la forma más corriente de realizar cálculos estequiométricos es referirlos a masa, ya que es una magnitud que podemos medir de forma directa (y fácil) en el laboratorio con una balanza.