

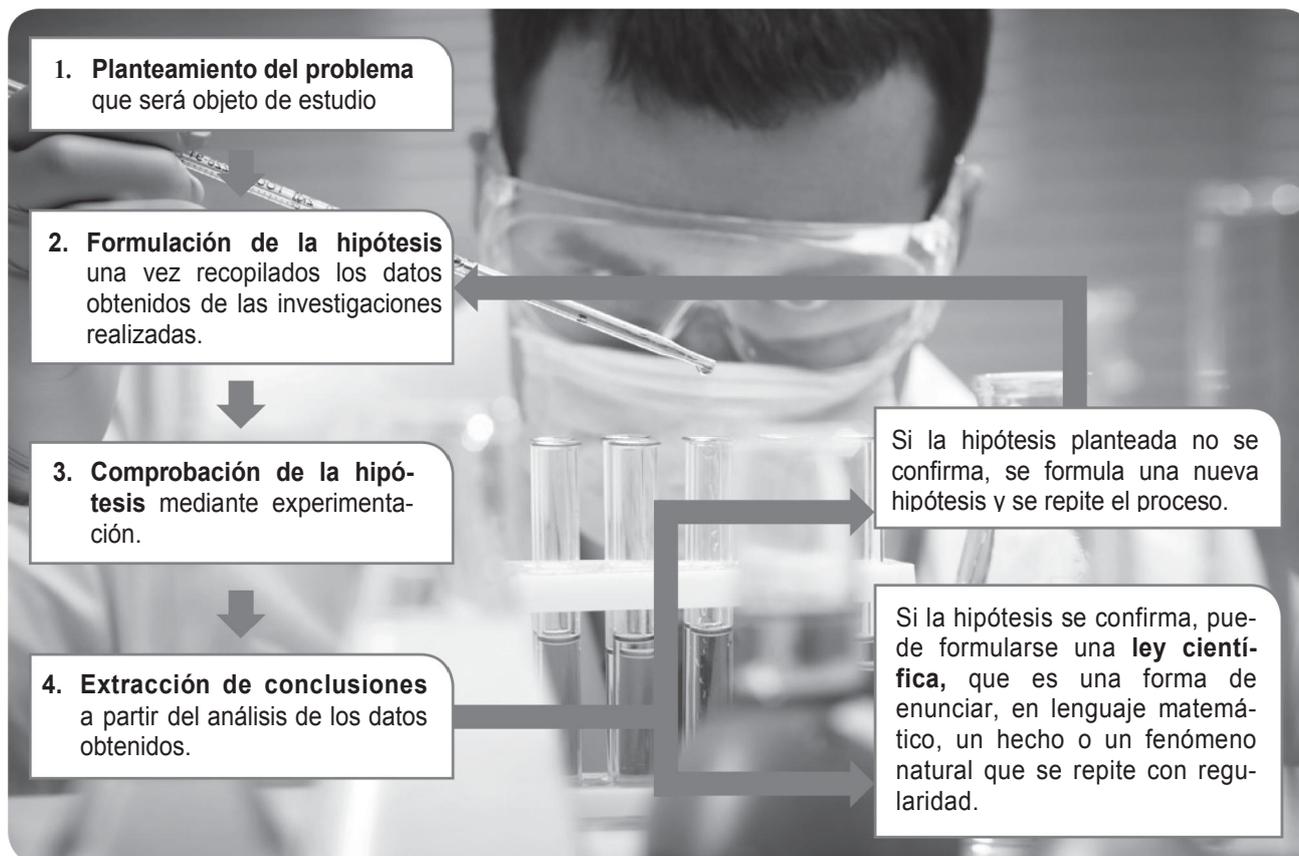
Nombre: ..... Fecha: .....

**Fichas de Trabajo**  
**Recuperación Física y Química**  
**Septiembre**

**Fecha límite de entrega: 1 de**  
**septiembre a las 14:00 h.**

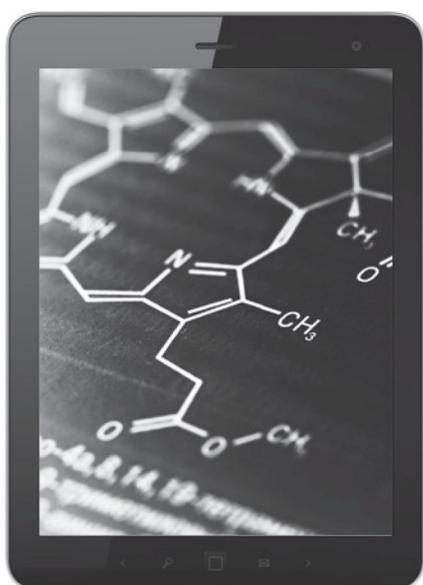
## Etapas del método científico

El método científico es el proceso común a toda investigación. Consta de cuatro fases:



## Las TIC y el trabajo científico

El uso de las TIC es imprescindible en las distintas fases del método científico. Con el uso de las TIC en el trabajo científico pueden alcanzarse tres objetivos:



- **Formar actitudes:** el uso de las TIC fomenta la capacidad investigadora, el pensamiento crítico y el autoaprendizaje.
- **Adquirir conceptos:** las TIC permiten el acceso a contenidos diversos en diferentes formatos (texto, imagen, sonido, vídeo, simulación, etc.).
- **Desarrollar procedimientos científicos:** la existencia de una gran cantidad de recursos informáticos facilita la resolución de problemas, el diseño de experimentos mediante la simulación informática, la construcción e interpretación de gráficas, etc.

1 Unos alumnos de tercero de ESO quieren comprobar la relación que existe entre la medida de los cristales de sal que se forman cuando se evapora el agua y la velocidad con que estos se crean.

- Ordena, según las fases del método científico, las siguientes afirmaciones aplicadas al proceso anterior:
- Concluimos que los cristales son mayores en la muestra evaporada al sol que en la muestra evaporada al fuego.
- Una de las muestras de agua y sal la colocamos en un lugar soleado pero protegido de la lluvia. La otra muestra la ponemos al fuego hasta que se evapora toda el agua.
- Planteamos el problema: ¿qué relación existe entre la medida de los cristales de sal y el tiempo de evaporación?
- Buscamos información sobre las disoluciones y el método de evaporación para separar los componentes de las mismas.
- Medimos el tamaño de los cristales obtenidos.
- Formulamos una hipótesis: la medida de los cristales es directamente proporcional al tiempo en que han tardado en formarse.
- Preparamos una disolución de agua y sal, y la depositamos en dos recipientes.

2 Completa el esquema aplicado al proceso anterior.

<p><b>Fase 1:</b> .....</p> <p>.....</p> <p><b>Descripción:</b> .....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p><b>Fase 2:</b> .....</p> <p>.....</p> <p><b>Hipótesis:</b> los cristales de sal son más grandes si el tiempo de evaporación es mayor.</p>	<p><b>Fase 3:</b> .....</p> <p>.....</p> <p><b>Experimento:</b> .....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>	<p><b>Fase 4:</b> .....</p> <p>.....</p> <p><b>Conclusión:</b> se ha demostrado la hipótesis</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p> <p>.....</p>
---	--	---	---

3 Relaciona los conceptos que aparecen en estas dos columnas.

Tareas	Herramientas TIC
Analizar los datos obtenidos en un experimento	Correo electrónico
Intercambiar información con otros científicos	Navegador
Realizar una conferencia a distancia	Programa de simulación
Buscar información en la red	Videoconferencia
Diseñar y preparar una conferencia	Hoja de cálculo
Determinar las consecuencias de datos experimentales	Programa de presentaciones

## Transformación de unidades

Para transformar unas unidades en otras se utilizan los factores de conversión.

- Son fracciones en las que el numerador y el denominador expresan la misma cantidad, pero en distintas unidades.
- Su valor es la unidad y no afectan al valor de la magnitud.

### Ejemplo

Queremos expresar en metros una medida que ha sido tomada en centímetros: 1245 cm.

Proceso	Aplicación
1. Buscamos la equivalencia existente entre centímetros y metros.	$100 \text{ cm} = 1 \text{ m}$
2. Multiplicamos la medida por el factor de conversión correspondiente.	$1245 \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$ <p>En el numerador situamos la medida en que queremos expresar el resultado (m) y en el denominador, la equivalente en centímetros.</p>
3. Operamos y simplificamos las unidades para obtener el resultado final.	$1245 \text{ cm} \cdot \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = \frac{1245}{100} \text{ m} = 12,45 \text{ m}$

### Notación científica

Un número entero o decimal expresado en notación científica está formado por una parte entera de una sola cifra no nula, una parte decimal y la potencia de diez de exponente positivo o negativo.

Para **sumar** o **restar**:

- Se escriben los números con la misma potencia de diez y se suman o restan las partes decimales.
- Para ajustar la potencia de diez se desplaza la coma hacia la izquierda o hacia la derecha:
  - Si se mueve la **coma hacia la derecha**, hay que **disminuir el exponente** tantas unidades como lugares se mueve la coma.
  - Si se mueve la **coma hacia la izquierda**, hay que **aumentar el exponente** tantas unidades como lugares se mueve la coma.

$$1,6 \cdot 10^{-5} - 9,5 \cdot 10^{-6} = \\ = 16 \cdot 10^{-6} - 9,5 \cdot 10^{-6} = 6,5 \cdot 10^{-6}$$

Para **multiplicar** o **dividir**, se multiplican o dividen las partes decimales y se suman o restan los exponentes.

— **Multiplicación:**

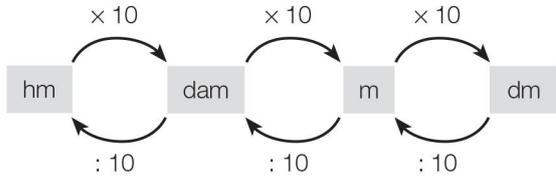
$$2,03 \cdot 10^{-5} \cdot 6,2 \cdot 10^3 = (2,03 \cdot 6,2) \cdot 10^{-5+3} = \\ = 12,586 \cdot 10^{-2} = 1,2586 \cdot 10^{-1}$$

— **División:**

$$\frac{4,05 \cdot 10^{-5}}{1,5 \cdot 10^9} = \left( \frac{4,05}{1,5} \right) \cdot 10^{-5-(-9)} = 2,7 \cdot 10^4$$

**4** Transforma estas unidades aplicando factores de conversión.

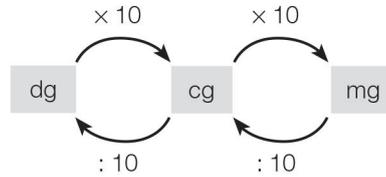
a) 23,48 hm a dm



1 hm = 1 000 dm

23,48 hm ·  $\frac{\dots\dots\dots}{1 \text{ hm}}$  □ ..... m

b) 1 640 mg a dg



1 dg = 100 mg

1 640 mg ·  $\frac{1 \text{ dg}}{\dots\dots\dots}$  = .....

**5** Efectúa los cambios de unidades propuestos:

a) 6 575 mm a m

6 575 mm ·  $\frac{1 \text{ m}}{1 000 \text{ mm}}$  □ ..... m

b) 85 CV a W

85 CV ·  $\frac{\dots\dots\dots \text{ W}}{\dots\dots\dots \text{ CV}}$  □ ..... W

c) 12,4 m/s a km/h

12,4 CV  $\frac{\text{m}}{\text{s}}$  ·  $\frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$  ·  $\frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots}$  □ .....  $\frac{\text{km}}{\text{h}}$

**6** Expresa en notación científica las siguientes cantidades:

- a) 1 831 570 000 = 1,831 57 · .....
- b) 24 542,399 = .....
- c) 165,874 34 = .....
- d) 0,000 289 272 = .....
- e) 0,000 000 005 = .....
- f) 0,000 000 000 073 85 = .....

**7** Efectúa las siguientes operaciones en notación científica y comprueba los resultados con la calculadora científica.

a)  $(5,23 \cdot 10^{12}) \cdot (4,70 \cdot 10^5) = 5,23 \cdot 4,70 \cdot 10^{\dots\dots\dots + \dots\dots\dots} = \dots\dots\dots \cdot 10^{\dots\dots\dots}$

b)  $\frac{1,478 \cdot 10^{15}}{6,89 \cdot 10^9} = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots} \cdot 10^{\dots\dots\dots} = \dots\dots\dots \cdot 10^{\dots\dots\dots}$

## El estado gaseoso

La presión, el volumen y la temperatura son las variables que definen el estado de una sustancia gaseosa.

### La presión

Mide la relación entre la fuerza realizada sobre un objeto y la superficie sobre la que se realiza.

- Se mide con el manómetro y el barómetro (presión atmosférica).
- En el SI se mide en pascales (Pa).
- Otras unidades:

$$1 \text{ atm} \approx 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \approx 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ bar} \approx 10^5 \text{ Pa}$$

### La temperatura

Es la medida del calor de un cuerpo.

- Se mide con el termómetro.
- En el SI se mide en kelvin (K).
- Otras unidades: Celsius, Fahrenheit.

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

### El volumen

Indica el espacio que ocupa un material. En el caso de los gases, ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.

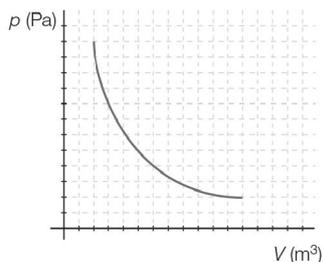
- En el SI se mide en metros cúbicos ( $\text{m}^3$ ).
- Otras unidades:  $1 \text{ 000 L} \approx 1 \text{ m}^3$        $1 \text{ L} \approx 1 \text{ dm}^3$        $1 \text{ mL} \approx 1 \text{ cm}^3$

## Ley de los gases

### Ley de Boyle-Mariotte

A temperatura constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es inversamente proporcional a la presión del gas.

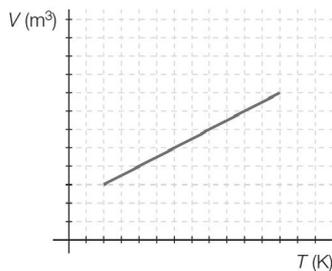
$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$



### Ley de Charles

A presión constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura.

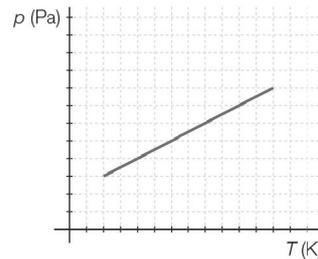
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



### Ley de Gay-Lussac

A volumen constante, la presión de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



**1** Expresa las siguientes cantidades en unidades del SI.

a) 2 350 mmHg

Sabemos que 760 mmHg = 1,013 · 10<sup>5</sup> Pa

$$2\,350 \cancel{\text{ mmHg}} \cdot \frac{\dots \text{ Pa}}{\dots \cancel{\text{ mmHg}}} = \dots \text{ Pa}$$

b) 4,6 bar

Sabemos que 1 bar = 10<sup>5</sup> Pa

$$\dots \cancel{\text{ bar}} \cdot \frac{\dots \text{ Pa}}{\dots \cancel{\text{ bar}}} = \dots \text{ Pa}$$

c) 10,5 atm

Sabemos que 1 atm = 1,013 · 10<sup>5</sup> Pa

$$\dots \cancel{\text{ atm}} \cdot \frac{\dots \text{ Pa}}{\dots \cancel{\text{ atm}}} = \dots \text{ Pa}$$

d) 150 °C

Sabemos que T (K) = T (°C) + 273

$$T \text{ (K)} = \dots \text{ °C} + \dots = \dots \text{ K}$$

e) 780 dm<sup>3</sup>

Sabemos que 1 000 dm<sup>3</sup> = 1 m<sup>3</sup>

$$\dots \cancel{\text{ dm}^3} \cdot \frac{\dots \text{ m}^3}{\dots \cancel{\text{ dm}^3}} = \dots \text{ m}^3$$

**2** Completa los siguientes textos sobre las leyes de los gases:

- La ley de Boyle y Mariotte afirma que a ..... constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es ..... proporcional a la presión del gas.
- La ley de Charles afirma que a ..... constante, la presión de una determinada cantidad de gas es ..... proporcional a su temperatura.
- La ley de Gay Lussac afirma que a ..... constante, la presión de una determinada cantidad de gas es ..... proporcional a su temperatura.

**3** Un gas ocupa un volumen de 5 m<sup>3</sup> a 375 K y 1 atm. ¿A qué presión debemos someterlo para que ocupe 2 m<sup>3</sup> si la temperatura del gas no varía?

COMPRESIÓN. Como se trata de una cantidad de gas a temperatura constante, aplicaremos la ley de Boyle y Mariotte.

DATOS. V<sub>1</sub> = 5 m<sup>3</sup>; p<sub>1</sub> = 1 atm = 1,01 · 10<sup>5</sup> Pa; V<sub>2</sub> = 2 m<sup>3</sup>

RESOLUCIÓN. Despejamos la presión final de la expresión de la ley de Boyle y Mariotte:

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

$$p_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{\dots \text{ Pa} \cdot \dots \cancel{\text{ m}^3}}{\dots \cancel{\text{ m}^3}} = \dots \text{ Pa}$$

A un volumen de 2 m<sup>3</sup>, el gas ejerce una presión de ..... Pa. Al disminuir el volumen, la presión a temperatura constante .....

## El modelo cinético-molecular de la materia

Sus postulados son:

1. La materia es discontinua, es decir, está formada por un gran número de pequeñas partículas materiales separadas entre sí.
2. Estas partículas se encuentran en constante movimiento.
3. El movimiento de las partículas viene determinado por fuerzas de cohesión o atracción, que tienden a mantener las partículas materiales unidas entre sí y por fuerzas de repulsión, que tienden a dispersar las partículas y a alejarlas unas de otras.

La velocidad con que se mueven o vibran las partículas de materia depende de la temperatura a la que se hallan: a más temperatura, más agitación.

### Estado sólido

- Las fuerzas de atracción entre las partículas son muy intensas y predominan sobre las de repulsión.
- Las partículas están muy próximas entre sí y ocupan posiciones fijas.
- Las partículas solo tienen movimiento de vibración alrededor de su posición de equilibrio.

*En los sólidos el volumen es constante (son incompresibles), la densidad y la forma son constantes y no pueden fluir.*

### Estado líquido

- Las fuerzas de atracción entre las partículas son intensas. Las fuerzas de cohesión y de repulsión son del mismo orden.
- Las partículas están muy próximas entre sí, pero no ocupan posiciones fijas, de modo que pueden deslizarse unas sobre otras.
- Las partículas tienen libertad para desplazarse, sin alejarse unas de otras.

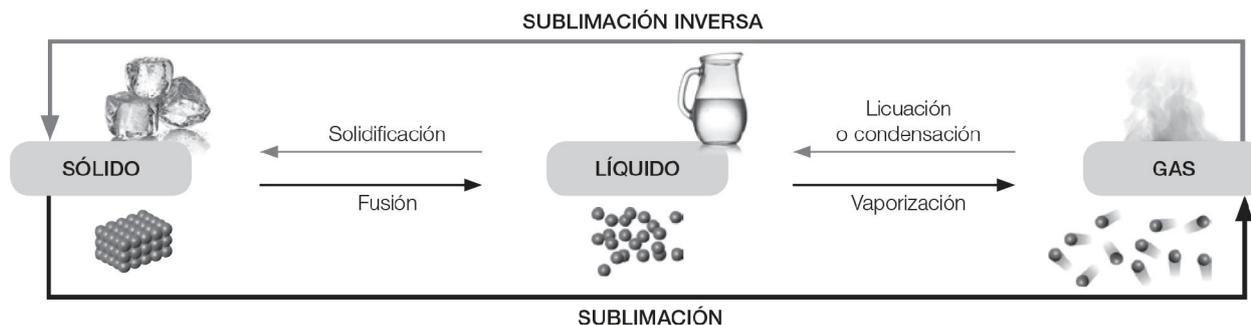
*En los líquidos el volumen es constante (son incompresibles), la densidad es casi constante y la forma varía según el recipiente. Pueden fluir.*

### Estado gaseoso

- Las fuerzas de atracción entre las partículas son despreciables.
- Las partículas están muy alejadas unas de otras, en total desorden.
- Las partículas tienen plena libertad para desplazarse. Chocan entre sí y con las paredes del recipiente.

*En los gases el volumen no es constante (son compresibles), la densidad es variable y la forma varía según el recipiente; ocupan todo el recipiente que los contiene. Pueden fluir.*

## Cambios de estado



4 Completa la tabla sobre los estados de agregación de la materia.

	Representación de la disposición de las moléculas	Fuerzas de atracción entre las moléculas	Grado de movimiento de las moléculas	Características
Sólido				
Líquido				
Gaseoso				

5 Completa las siguientes frases sobre los cambios de estado de la materia.

- a) Los cambios de estado que requieren un aporte de energía son la fusión, ..... y .....
- b) Los cambios de estado en los que hay que disminuir la temperatura son la ....., ..... y .....
- c) El paso de ..... a ..... se denomina condensación.
- d) La fusión es el paso de ..... a .....
- e) El proceso inverso de la solidificación es la .....

6 ¿Qué quiere decir que las bolas de naftalina se subliman?

.....  
 .....

7 En esta imagen de dos latas de refresco, una está fría y otra caliente. Vamos a deducir cuál es cada una.

a) ¿Qué diferencias observas entre las dos latas?

.....  
 .....

b) En la lata B se ha producido un proceso de condensación. Explica en qué consiste este cambio de estado.

.....  
 .....



c) Este cambio de estado ocurre porque el vapor de agua de la atmósfera se enfría y forma gotitas. En resumen, ¿qué lata está más fría?

.....  
 .....

## Las disoluciones

- Las mezclas homogéneas se denominan disoluciones.
- El agua se considera un **disolvente universal** porque disuelve una gran cantidad de sustancias.
- En una disolución, al componente minoritario se le denomina **soluto** y al mayoritario **disolvente**.
- Las disoluciones en las que el disolvente es el agua se denominan **disoluciones acuosas**.
- La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución.
- La concentración de una disolución se puede expresar en forma de **porcentaje en masa**, de **porcentaje en volumen** y de **concentración en masa**.

### Porcentaje en masa

Indica la cantidad de masa de soluto que hay en 100 unidades de masa de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$\begin{aligned} \text{masa de disolución} &= \\ &= \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente} \end{aligned}$$

### Porcentaje en volumen

Indica la cantidad de volumen de soluto que hay en 100 unidades de volumen de disolución.

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

$$\begin{aligned} \text{vol. de disolución} &= \\ &= \text{vol. de soluto} + \text{vol. de disolvente} \end{aligned}$$

### Concentración en masa

Indica la cantidad de masa de soluto que hay por cada unidad de volumen de disolución.

$$\text{g/L} = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}}$$

### EJEMPLO

Preparamos una disolución de 15 g de sal en 200 g de agua. Calcula su concentración en porcentaje en masa.

COMPRESIÓN. Conocemos la masa de soluto y de disolvente y debemos conocer la concentración en % en masa.

DATOS.  $m_{\text{soluto}} = 15 \text{ g}$ ;  $m_{\text{disolvente}} = 200 \text{ g}$

RESOLUCIÓN. Calculamos la masa de la disolución:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}} = 15 \text{ g} + 200 \text{ g} = 215 \text{ g}$$

— Hallamos el porcentaje en masa a partir de la siguiente expresión:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{15 \text{ g}}{215 \text{ g}} \cdot 100 = 6,98 \%$$

La disolución tiene una concentración del 6,98 % en masa.



**1** Se ha preparado una disolución mezclando 300 mL de agua destilada con 125 mL de alcohol metílico. Determina la concentración en volumen de dicha solución.

COMPRENSIÓN. Conocemos el volumen de soluto y de disolvente y debemos conocer la concentración en % en volumen.

DATOS.  $V_{\text{soluta}} = 125 \text{ mL}$ ;  $V_{\text{disolvente}} = 300 \text{ mL}$

RESOLUCIÓN. Calculamos el volumen de la disolución:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = \dots + \dots = \dots$$

— Hallamos el porcentaje en volumen a partir de la siguiente expresión:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluta}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{\dots \text{ mL}}{\dots \text{ mL}} \cdot 100 = \dots \%$$

La disolución tiene una concentración del ..... % en .....

**2** Se ha preparado una disolución disolviendo 20 g de glucosa en agua hasta obtener un volumen total de 300 mL. Calcula la concentración en masa de la disolución y exprésala en g/L.

COMPRENSIÓN. Conocemos la masa del soluto y el volumen de la disolución.

DATOS.  $m_{\text{soluta}} = 20 \text{ g}$ ;  $V_{\text{disolución}} = 300 \text{ mL} = \dots \text{ L}$

RESOLUCIÓN. Calculamos la concentración en masa sustituyendo los datos en la expresión correspondiente:

$$\text{g/L} = \frac{m_{\text{soluta}} (\text{g})}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} = \frac{\dots \text{ g}}{\dots \text{ L}} = \dots \text{ g/L}$$

La concentración de la disolución es de ..... g de glucosa por litro de .....

**3** Se han disuelto 30 g de ácido clorhídrico en 175 g de agua. Calcula el porcentaje en masa de la disolución obtenida.

COMPRENSIÓN. Conocemos la masa de soluto y de disolvente y debemos conocer la concentración en % en masa.

DATOS.  $m_{\text{soluta}} = 30 \text{ g}$ ;  $m_{\text{disolvente}} = 175 \text{ g}$

RESOLUCIÓN. Calculamos la masa de la disolución:

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{soluta}} + m_{\text{disolvente}} = \dots + \dots = \dots$$

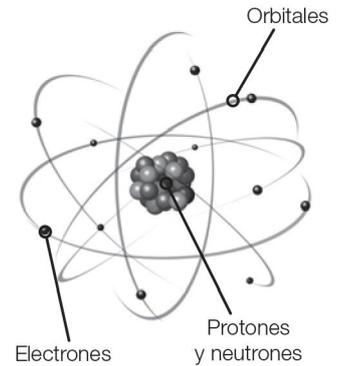
— Hallamos el porcentaje en masa a partir de la siguiente expresión:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluta}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{\dots \cancel{\text{g}}}{\dots \cancel{\text{g}}} \cdot 100 = \dots \%$$

La disolución tiene una concentración del ..... % en .....

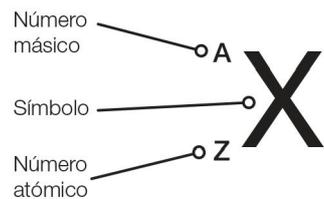
## El átomo

- Un **átomo** es la partícula más pequeña de un elemento químico que conserva las propiedades de dicho elemento.
- Las partículas subatómicas que constituyen los átomos son:
  - Los **electrones** ( $e^-$ ) son partículas de carga negativa y de muy poca masa.
  - Los **protones** ( $p^+$ ) son partículas de carga positiva de masa 1 837 veces mayor que la de los electrones.
  - Los **neutrones** ( $n^0$ ) son partículas de masa semejante a la del protón y sin carga eléctrica.
- El átomo consta de dos partes diferenciadas: el núcleo y la corteza.
  - El **núcleo** es la parte central del átomo, y en él se encuentran los protones y los neutrones.
  - La **corteza** es la parte exterior del átomo y contiene los electrones. Los electrones giran alrededor del núcleo, en regiones del espacio denominadas **orbitales**.



## El número atómico y el número másico

- El **número atómico, Z**, es el número de protones de un átomo y determina el elemento de que se trata.
- El **número másico, A**, indica la suma del número de protones y de neutrones que tiene el núcleo de un átomo.
- Si llamamos **N** al número de neutrones del átomo se cumple que:



$$A = Z + N$$

- En un átomo neutro, el número de electrones coincide con el de protones.

## Iones e isótopos

- Un **ion** es un átomo o un grupo de átomos que ha ganado o perdido uno o más electrones, por lo que ha adquirido carga eléctrica negativa o positiva. Pueden ser de dos tipos:
  - Un ion positivo o **cati3n** se forma cuando un átomo de un elemento pierde uno o más electrones y adquiere carga positiva.
  - Un ion negativo o **anión** se forma cuando un átomo de un elemento gana uno o más electrones y adquiere carga negativa.

- Denominamos **is3topos** a los átomos de un mismo elemento que tienen igual número atómico ( $Z$ ), pero distinto número másico ( $A$ ).

## La Tabla Peri3dica

- Todos los elementos qu3micos se ordenan en la Tabla Peri3dica en orden creciente a su **n3mero at3mico (Z)**.
- Las siete filas horizontales se denominan **per3odos**.
- Las 18 columnas verticales se denominan **grupos**.

Metales

No metales

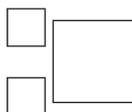
Gases nobles

4 Relaciona cada partícula subatómica con sus características principales; ten en cuenta que algunas características son compartidas por más de una partícula.

Se localiza en el núcleo.	Protones
Tiene carga eléctrica negativa.	
Tiene carga eléctrica positiva.	Neutrones
Tiene masa.	
Se localiza en la corteza.	Electrones
No tiene carga eléctrica.	
Tiene muy poca masa.	

5 Un átomo de cobalto contiene 27 protones, 27 electrones y 32 neutrones. Determina su número atómico y su número másico y represéntalo simbólicamente.

- El número atómico, ..... es igual al número de .....; por lo tanto ..... □□.....
- El número atómico, ..... es igual al número de ..... y de .....;
- Por lo tanto  $A \square \square Z \square \square N$  ..... + ..... □.....
- El símbolo del cobalto es Co, por lo que la representación simbólica será:



6 Calcula el número de protones, electrones y neutrones que contiene un átomo de bromo  $^{80}_{35} \text{Br}$ .

.....

.....

7 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F).

- a) El número atómico puede llegar a ser mayor que el número másico.
- b) En un átomo neutro, el número de electrones coincide con el de protones.
- c) Un ión negativo se denomina catión.
- d) Un ión positivo se forma cuando un átomo gana una carga positiva.
- e) Los isótopos son átomos con diferente número atómico y el mismo número másico.
- f) Los elementos químicos se ordenan en la Tabla Periódica en orden creciente a su número atómico.
- g) Las 18 filas horizontales se denominan períodos.
- h) Los gases nobles se localizan a la derecha de la Tabla Periódica.
- i) Las filas verticales se denominan grupos.

## El enlace químico

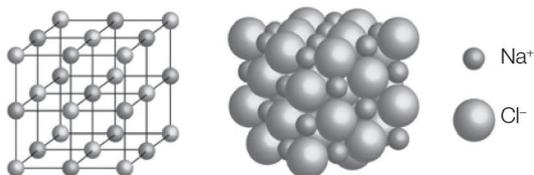
El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos los átomos, los iones o las moléculas en las distintas formas de agrupación posibles (elementos y compuestos) de manera estable.

Cuando los átomos se unen forman agrupaciones con mayor estabilidad y menor energía que la que tenían por separado. Para conseguir esta estabilidad, los átomos, obtienen configuración de gas noble, es decir, ocho electrones en su nivel más externo (**regla del octeto**).

### Tipos de enlace químico

#### Enlace iónico

- Formado por iones positivos (cationes) y negativos (aniones).
- El elemento metálico pierde electrones y el elemento no metálico los gana.
- La unión de estos iones mediante fuerzas electrostáticas constituye el enlace iónico y origina una **red cristalina iónica**, o **crystal iónico**.

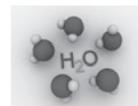


- Las **sustancias iónicas**, como el NaCl, son duras y frágiles, sólidas a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición, solubles en agua y conductoras solo si están fundidas o en disolución acuosa.

#### Enlace covalente

- Tiene lugar entre átomos y, generalmente, lo integran elementos no metálicos.
- Comparte uno o más pares de electrones para conseguir estabilidad.
- Forma **sustancias covalentes moleculares** (agua) o **redes cristalinas** (cuarzo).

- Las **sustancias covalentes moleculares**, como el agua, son muy blandas, sólidas, líquidas o gaseosas, con bajos puntos de fusión y ebullición, no conductoras, la mayoría insolubles en agua pero solubles en disolventes orgánicos.

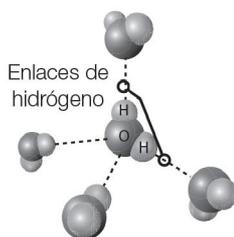
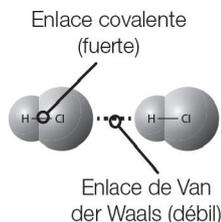


- Las **sustancias covalentes cristalinas**, como el cuarzo (SiO<sub>2</sub>), son muy duras, sólidas, con puntos de fusión y ebullición muy altos, no conductoras e insolubles.



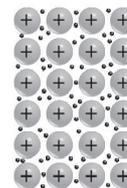
#### Uniones intermoleculares

- Son las fuerzas de unión entre las moléculas de sustancias covalentes moleculares.
- Los enlaces de Van der Waals son débiles y de naturaleza electrostática. Se dan entre moléculas como el oxígeno o el yodo.
- Los enlaces de hidrógeno se presentan entre el hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo. Están presentes en el agua. Son enlaces fuertes.



#### Enlace metálico

- Tiene lugar en la mayoría de elementos de la tabla periódica.
- Los átomos del metal pierden los electrones de valencia; los iones positivos que se forman originan una red cristalina y los electrones se desplazan por los huecos entre los átomos. La interacción entre la nube de electrones y los iones estabiliza el metal.



Los metales tienen una dureza y unos puntos de fusión y ebullición muy variables; son sólidos a temperatura ambiente menos el mercurio, solubles en otro metal fundido o en mercurio. Son muy buenos conductores en estado sólido, dúctiles, maleables y de alta densidad.

1 Completa estas frases:

- En el enlace iónico, el ..... pierde electrones y el ..... los gana.
- En el enlace iónico, la unión de los iones se establece mediante fuerzas .....
- En el enlace iónico, se origina una .....
- El enlace covalente tiene lugar entre ..... y lo forman .....
- En un enlace covalente, la estabilidad se consigue .....
- Los enlaces covalentes pueden formar ..... y .....
- Las uniones intermoleculares se originan entre .....
- Los enlaces de Van der Waals son ..... y de naturaleza .....
- Los enlaces de hidrógeno se presentan entre .....
- En el enlace metálico los iones ..... y los electrones .....

2 ¿Qué diferencia existe entre las sustancias covalentes moleculares y covalentes cristalinas?

3 Lee las siguientes frases y coloca junto a cada una la sustancia que corresponde:

bicarbonato sódico - azúcar - diamante - plata

- Son sustancias muy blandas, que pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas .....
- Soluble en agua y buen conductor eléctrico en disolución acuosa o fundida .....
- Son sustancias sólidas, duras pero frágiles .....
- Punto de fusión muy alto, insolubles en agua y no conductoras .....
- Son sustancias mayoritariamente sólidas, de dureza y puntos de fusión y ebullición variables .....
- Son dúctiles, maleables, muy buenos conductores y tienen brillo metálico .....
- Son sustancias sólidas y muy duras .....
- Bajo punto de fusión, insolubles en agua y no conductoras .....

Indica el tipo de enlace de las sustancias anteriores.

4 Indica si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) Las sustancias covalentes atómicas son prácticamente insolubles.
- b) Los metales tienen puntos de fusión bajos.
- c) Los compuestos iónicos son solubles en agua.
- d) Los enlaces covalentes no comparten electrones.
- e) Los puentes de hidrógeno son enlaces intermoleculares.
- f) Las sustancias covalentes moleculares no son solubles en agua pero sí en disolventes orgánicos.
- g) Los electrones más externos son los que intervienen en la formación de los enlaces.
- h) Cuando se forma un enlace químico, la estabilidad de la sustancia disminuye.

## Compuestos químicos

Llamamos **compuesto químico** a la unión de distintos elementos en una proporción constante, como el agua, el butano y el ácido sulfúrico.

Cada compuesto químico se representa con una **fórmula** que contiene los símbolos de los elementos que la forman y unos subíndices que indican la relación numérica existente entre los elementos. Por ejemplo:



Agua  
H<sub>2</sub>O



Óxido de silicio  
SiO<sub>2</sub>



Cloruro de sodio  
NaCl

El **número de oxidación** de un elemento en un compuesto es la carga electrónica, positiva o negativa, que tendría un átomo de este elemento si formara parte de un compuesto iónico.

- Si el elemento se combina con otro más electronegativo que él, su número de oxidación será positivo.
- Si el elemento se combina con un elemento menos electronegativo, su número de oxidación será negativo.

## Compuestos binarios

- Están formados por un no metal y otro elemento que puede ser un metal o un no metal.
- Para formularlo y nombrarlo se siguen las directrices de la IUPAC.
- El elemento menos electronegativo se sitúa a la izquierda y el más electronegativo a la derecha.
- Dependiendo de con quién se combine el no metal, se pueden formar:

### • Óxidos

Es la combinación del elemento oxígeno (O<sup>-2</sup>, el más electronegativo) con otro elemento metálico o no metálico, a excepción de los halógenos.

Ejemplos: MgO y CO<sub>2</sub>.

### • Hidruros

Compuestos binarios en los que el hidrógeno actúa con número de oxidación -1. Se puede combinar con un metal o un no metal.

Ejemplos: LiH y PH<sub>3</sub>.

### • Sales

Compuestos formados por un metal y un no metal. El no metal no puede ser, en ningún caso, ni el oxígeno ni el hidrógeno.

Ejemplos: MgCl<sub>2</sub> y FeCl<sub>3</sub>.

## Formulación de compuestos binarios

Fórmula	Con número de oxidación	Con prefijos
MgO	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio
CO <sub>2</sub>	Óxido de carbono(IV)	Dióxido de carbono
LiH	Hidruro de litio	Hidruro de litio
PH <sub>3</sub>	Hidruro de fósforo	Trihidruro de fósforo (fosfano)
MgCl <sub>2</sub>	Cloruro de magnesio	Dicloruro de magnesio
FeCl <sub>3</sub>	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro

Nombre: .....

Fecha: .....

5 Formula los siguientes compuestos y clasifícalos en óxidos, hidruros o sales.

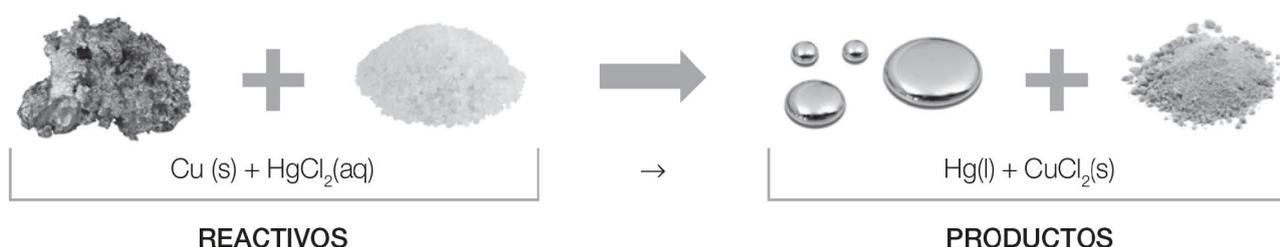
Nomenclatura	Fórmula	Compuesto binario
Cloruro de hierro(III)		
Hidruro de aluminio		
Disulfuro de carbono		
Trióxido de dinitrógeno		
Sulfuro de bario		
Fluoruro de sodio		
Óxido de plata		
Bromuro de magnesio		
Óxido de aluminio		
Óxido de cobalto(II)		
Óxido de azufre(IV)		
Dióxido de plomo		
Hidruro de litio		
Yoduro de zinc		
Bromuro de cobre(I)		
Metano		
Dióxido de triníquel		

6 Nombra estos compuestos en los dos tipos de nomenclatura posible.

Fórmula	Con número de oxidación	Con prefijos
CCl <sub>4</sub>		
Na <sub>2</sub> Te		
CaS		
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
SnCl <sub>2</sub>		
BaSe		
CoF <sub>3</sub>		
Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub>		
CuO		
FeS		
CH <sub>4</sub>		
KH		
HCl		
Hg <sub>2</sub> O		
HgO		

## Reacción química

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o varias sustancias iniciales, llamadas **reactivos**, se transforman en otras distintas a estas, denominadas **productos**.



## Ajuste de ecuaciones químicas

Para que una ecuación describa exactamente a una reacción química, la ecuación debe estar ajustada, lo que significa que en ambos miembros debe haber el mismo número de átomos de cada elemento. El procedimiento para igualar una reacción por tanteo es el siguiente:

1. Contamos los átomos de cada uno de los elementos en ambos miembros:

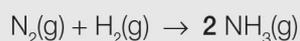


- Reactivos: 2 átomos de N y 2 átomos de H
- Productos: 1 átomo de N y 3 átomos de H

2. Elegimos uno de los elementos que no está ajustado, en este caso el N, y calculamos el coeficiente que debe tener para que la cantidad de átomos en ambos miembros coincida.

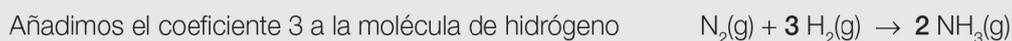


3. Volvemos a contar los átomos de cada elemento:



- Reactivos: 2 átomos de N y 2 átomos de H
- Productos: 2 átomos de N y 6 átomos de H

4. Elegimos el elemento que no está ajustado, en este caso el H, y calculamos el coeficiente para que la cantidad de átomos en ambos miembros coincida.



5. Realizamos el recuento y comprobamos que la reacción está ajustada:



- Reactivos: 2 átomos de N y 6 átomos de H
- Productos: 2 átomos de N y 6 átomos de H

**1** Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente a la siguiente reacción:

*El ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , en disolución acuosa, reacciona con aluminio metálico, Al, y produce sulfato de aluminio,  $Al_2(SO_4)_3$ , en disolución acuosa, y un desprendimiento de hidrógeno gas,  $H_2$ .*

Procede del modo siguiente

— Identifica los reactivos y los productos:

Reactivos: ..... y ..... Productos:..... y .....

— Escribe la ecuación. No olvides indicar el estado físico de las sustancias.

— Cuenta los elementos presentes en cada miembro de la ecuación:

- Reactivos: ..... átomos de ....., ..... átomos de ....., ..... átomos de ..... y ..... de .....
- Productos: ..... átomos de ....., ..... átomos de ....., ..... átomos de ..... y ..... de .....

— Elige un elemento, el S, y determina el número de átomos presentes en cada miembro de la ecuación.

Primer miembro: ..... en  $H_2SO_4$  Segundo miembro: ..... en  $Al_2(SO_4)_3$

- Asigna el coeficiente adecuado para igualar el número de átomos de S y reescribe la ecuación.

— Elige otro elemento, el O, y determina el número de átomos de este elemento en cada miembro:

Primer miembro: ..... en ..... Segundo miembro: ..... en .....

- Asigna el coeficiente adecuado para igualar el número de átomos de O. Si no es necesario incorporar ningún coeficiente, vuelve a escribir la ecuación como antes.

— Elige otro elemento, el Al, i calcula el número d átomos en cada miembro de la ecuación.

Primer miembro:..... en ..... Segundo miembro: ..... en .....

- Asigna el coeficiente adecuado para igualar el número de átomos de Al.

— Determina el número de átomos del último elemento, el H, en cada miembro de la ecuación:

Primer miembro:..... en ..... Segundo miembro: ..... en .....

- Asigna el coeficiente adecuado para igualar el número de átomos de H.

— Comprueba que el número de átomos de cada elemento es el mismo en los dos miembros:

- Reactivos: ..... átomos de ....., ..... átomos de ....., ..... átomos de ..... y ..... de .....
- Productos: ..... átomos de ....., ..... átomos de ....., ..... átomos de ..... y ..... de .....

— Finalmente, escribe la ecuación debidamente ajustada.