

Resumen de Física y Química de 3.º de ESO

Daniel Martínez

Departamento de Física y Química
Colegio Sagrado Corazón de Jesús
Trujillo



Resumen de

Física y Química de 3.º de ESO

Daniel Martínez

Departamento de Física y Química

Colegio Sagrado Corazón de Jesús

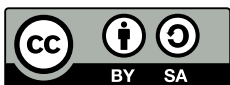
Plaza Don Juan Tena, 2

10200 **Trujillo** (Cáceres)

(+34) 927 32 11 58 | 618 09 88 35

departamento.fisicayquimica@sagradocorazontrujillo.es

fisicayquimica.sagradocorazontrujillo.es



2026

Ecuaciones escritas con [TexMaths](#)

Diagramas generados con la colaboración de [DeepSeek Chat \(IA\)](#)

Este [documento](#) puede editarse si se abre con [LibreOffice](#).

Contenidos

Física y Química de 3.º de ESO

Tema 1. Magnitudes físicas

Medidas y unidades

Leyes de la física y la química

Notas

Ejercicios, cuestiones y problemas

Tema 2. Teoría atómica de la materia

Física atómica

Elementos químicos

Ejercicios, cuestiones y problemas

Tema 3. Introducción a la química

Enlace químico

Reacciones químicas

Formulación

Ejercicios, cuestiones y problemas

Tema 4. Teoría cinética de la materia

Estados de agregación de la materia

Estado gaseoso

Notas

Ejercicios, cuestiones y problemas

Tema 5. Mezclas y disoluciones

Mezclas homogéneas

Concentración de disoluciones

Ejercicios, cuestiones y problemas

Índice general

Enlaces

Tema 1. Magnitudes físicas

El objetivo de la física y la química es estudiar la materia a través de modelos matemáticos. Para ello distingue propiedades de la materia que puedan traducirse a números (cantidades), es decir, medirse. Estas propiedades susceptibles de traducirse en números son las magnitudes físicas.

Medidas y unidades

Esta necesidad de medir de la que hablamos, de traducir una propiedad física en números, implica por un lado comparar, comparar con un patrón al que se llama unidad; por ejemplo, el metro. Pero también implica un error; siguiendo con el ejemplo, ¿hasta qué punto podemos asegurar que una distancia es la décima parte del patrón metro?

Sistema internacional de unidades

El Sistema Internacional de unidades (SI) es un convenio que acuerda qué magnitudes físicas son fundamentales; de manera que, el resto de magnitudes, llamadas magnitudes derivadas, pueden calcularse matemáticamente a partir de las fundamentales.

Tabla 1.1: Magnitudes y unidades fundamentales según el SI

Magnitud	Símbolo	Unidad	Símbolo	Notación
Distancia	$x, y, z, d, s, r, h, a, b, c...$	metro	m	$[x] = \text{m}$
Tiempo	t	segundo	s	$[t] = \text{s}$
Masa	m, M	kilogramo	kg	$[m] = \text{kg}$
Intensidad de corriente eléctrica	I	amperio/ampere	A	$[I] = \text{A}$
Temperatura	T	kelvin	K	$[T] = \text{K}$
Cantidad de sustancia	n	mol	mol	$[n] = \text{mol}$
Intensidad luminosa	I_V	candela	cd	$[I_V] = \text{cd}$

Tabla 1.2: Prefijos de unidades del SI

Múltiplos	Símbolo	Exponente	Submúltiplos	Símbolo	Exponente
deca	da	10^1	deci	d	10^{-1}
hecto	h	10^2	centi	c	10^{-2}
kilo	k	10^3	mili	m	10^{-3}
mega	M	10^6	micro	μ	10^{-6}
giga	G	10^9	nano	n	10^{-9}
tera	T	10^{12}	pico	p	10^{-12}
peta	P	10^{15}	femto	f	10^{-15}

Propagación de errores

Si los datos con los que contamos adolecen de un error, a la hora de realizar cálculos matemáticos con ellos se corre el riesgo de propagar este error en los resultados. Para evitarlo también se utilizan técnicas matemáticas:

- En sumas y restas el resultado debe tener tantos decimales como el dato que tenga menos decimales. Por ejemplo:

$$1,234 \text{ m} + 0,02 \text{ m} + \mathbf{2,5 \text{ m}} = 3,754 \text{ m} \simeq 3,8 \text{ m}$$

- En productos y divisiones el resultado debe tener tantas cifras significativas como el dato que tenga menos cifras significativas. Por ejemplo:

$$1,234 \text{ m} \cdot \mathbf{0,02 \text{ m}} \cdot 2,5 \text{ m} = 0,0617 \text{ m}^3 \simeq 0,06 \text{ m}^3$$

En cuanto a las cifras significativas, todas las cifras de una cantidad son significativas excepto los ceros de la izquierda.

Método de los factores de conversión sucesivos

Un factor de conversión es una razón entre dos cantidades equivalentes (1 minuto y 60 s, por ejemplo) o la proporción en que se encuentran dos cantidades en un caso concreto (la densidad de un material o la velocidad en un movimiento uniforme); es decir, un factor de conversión es igual a 1 o equivale a 1 en ese caso concreto. Pueden utilizarse entonces para convertir cantidades en cantidades equivalentes; por ejemplo, para realizar cambios de unidades o reglas de tres directas en cadena.

Un ejemplo:

$$2 \cancel{\text{días}} \cdot \frac{24 \cancel{\text{h}}}{1 \cancel{\text{día}}} \cdot \frac{60 \cancel{\text{min}}}{1 \cancel{\text{h}}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \cancel{\text{min}}} = 216000 \text{ s}$$

Leyes de la física y la química

Se llaman leyes a relaciones matemáticas (de igualdad, por lo general) que cumplen las magnitudes físicas. La expresión de estas leyes reciben el nombre de fórmulas o ecuaciones.

Magnitudes fundamentales de mecánica

La mecánica es la rama de la física que estudia el movimiento de los cuerpos.

- La posición describe dónde se encuentra el cuerpo.
- La velocidad mide cómo varía la posición del cuerpo, si la posición cambia rápido o despacio.

En los movimientos uniformes (la velocidad es constante, siempre la misma), se cumple:

$$v = \frac{s}{t}, \text{ donde } \begin{cases} v \text{ es la velocidad del cuerpo} \\ s \text{ es la distancia recorrida (espacio)} \\ t \text{ es el tiempo transcurrido} \end{cases}$$

OBS. $[v] = \frac{[s]}{[t]} = \frac{\text{m}}{\text{s}}$

- La aceleración mide cómo varía la velocidad; mide, por ejemplo, si la velocidad aumenta o disminuye (el cuerpo se frena).

En los movimientos uniformemente acelerados (la aceleración es constante), si un cuerpo parte del

reposo ($v = 0$), se cumple:

$$a = \frac{v}{t}$$

OBS. $[a] = \frac{[v]}{[t]} = \frac{\text{m s}^{-1}}{\text{s}} = \text{m s}^{-1} \text{s}^{-1} = \text{m s}^{-2} = \frac{\text{m}}{\text{s}^2}$

· La fuerza que ejerce un cuerpo sobre otro hace que este segundo cuerpo cambie su movimiento (que acelere o frene).

· La energía que tiene un cuerpo es la capacidad que le permite cambiar el estado de movimiento de otro cuerpo.

Leyes fundamentales de la física

· Principio de conservación del momento lineal: En un sistema aislado, el momento lineal se conserva (no varía, es constante).

Para una partícula:

$$p = m v, \text{ donde } \begin{cases} p \text{ es el momento lineal de la partícula} \\ m \text{ es su masa} \\ v \text{ es su velocidad} \end{cases}$$

· Segunda Ley de Newton: La aceleración que sufre un cuerpo es directamente proporcional a la fuerza a la que está sometido.

$$F = m a$$

OBS. $[F] = [m] [a] = \text{kg} \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = \text{N}$ (newton)

Por ejemplo, el peso es la fuerza gravitatoria que ejerce un planeta sobre un cuerpo y cumple:

$$P = m g, \text{ donde } \begin{cases} P \text{ es peso del cuerpo} \\ m \text{ es su masa} \\ g \text{ es la aceleración de la gravedad} \end{cases}$$

· Primer Principio de la termodinámica: En un sistema aislado la energía se conserva (la energía no se crea ni destruye, solamente se transforma).

Por ejemplo, para una partícula sometida a su peso situada a una altura h de la superficie del planeta, la energía o energía mecánica es:

$$E_m = E_c + E_p, \text{ donde } \begin{cases} E_c = \frac{1}{2} m v^2 \text{ es la energía cinética de la partícula} \\ E_p = m g h \text{ es la energía potencial de la partícula} \end{cases}$$

Notas

- Velocidad en un movimiento uniforme

$$v = \frac{s}{t}$$

- Aceleración en un movimiento uniformemente acelerado que parte del reposo

$$a = \frac{v}{t}$$

- Momento lineal de una partícula

$$p = m v$$

- 2.^a Ley de Newton

$$F = m a$$

- Peso de un cuerpo

$$P = m g$$

- Energía de una partícula sometida a su peso

$$E_m = E_c + E_p, \text{ donde } \begin{cases} E_c = \frac{1}{2} m v^2 \\ E_p = m g h \end{cases}$$

Ejercicios, cuestiones y problemas

Medidas y unidades

1. Resuelve:

a) $\frac{10 \text{ V}}{2 \text{ A}} =$

b) $3 \text{ N} (2 \text{ m} + 5 \text{ m}) =$

c) $10 \text{ kg} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} =$

d) $120 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot 2 \text{ h} =$

e) $4 \text{ m}^3 \cdot \frac{2,5 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} =$

f) $2 \text{ días} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} \cdot \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} =$

g) $45 \text{ m} + 10 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot 2 \text{ s} - 5 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot (2 \text{ s})^2 =$

2. Escribe las cantidades siguientes en notación científica:

a) 23417,002 N =

g) 0,002756 mol =

b) 0,000296 J =

h) 3,2478 K =

c) 0,0145 V =

i) 0,003652 m =

d) 345,235456 A =

j) 988,22 s =

e) 27374,49 kg =

k) $76,25 \cdot 10^{-3} \text{ A} =$

f) 0,000000001760 s =

l) $0,0221001 \cdot 10^4 \text{ T} =$

3. Escribe las cantidades siguientes en unidades del SI y notación científica:

a) 1,760 ns =

g) 987432 mA =

b) 2,656 mm =

h) 1,760 ms =

c) 24375,43 kg =

i) 0,00543 nA =

d) 0,00543 MA =

j) 345,23 MA =

e) 345,23 μA =

k) 0,000764 cm =

f) 0,000764 hm =

l) 0,00421 cg =

4. Resuelve con la calculadora científica:

a) $8,24 \cdot 10^5 \cdot 3,321 \cdot 10^{11} =$

b) $8,24 \cdot 10^5 : 3,321 \cdot 10^{11} =$

c) $9,76 \cdot 10^{-5} \cdot (2,337 \cdot 10^8 + 7,651 \cdot 10^7) =$

d) $9,76 \cdot 10^{-5} : (2,337 \cdot 10^8 - 7,651 \cdot 10^7) =$

e) $\frac{9,76 \cdot 10^{-5} \cdot 5,44 \cdot 10^{-6}}{2,337 \cdot 10^8 \cdot 7,651 \cdot 10^7} =$

f) $9,76 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{5,44 \cdot 10^{-6}}{2,337 \cdot 10^8 \cdot 7,651 \cdot 10^7} =$

g) $\frac{9,76 \cdot 10^{-5} - 5,44 \cdot 10^{-6}}{2,337 \cdot 10^8 + 7,651 \cdot 10^7} =$

h) $\frac{9,76 \cdot 10^{-5}}{8,328 \cdot 10^5} - \frac{5,44 \cdot 10^{-6}}{2,337 \cdot 10^8 \cdot 7,651 \cdot 10^7} =$

5. Redondea la cantidades siguientes a las centésimas de unidad:

a) 2,21768 g \simeq

g) 0,0376 C \simeq

b) 0,1793 J \simeq

h) 0,01098 °C \simeq

c) 0,03271 V \simeq

i) 134,221001 T \simeq

d) 326700,654 min \simeq

j) 3,45234 h \simeq

e) 134,221001 T \simeq

k) 0,0376 C \simeq

f) 345,234 h \simeq

l) 1098 K \simeq

6. Indica las cifras significativas de las cantidades del ejercicio de arriba.

7. Redondea las cantidades del ejercicio de arriba de manera que tengan dos cifras significativas. Si es necesario, escríbelas previamente en notación científica.

8. Realiza los cambios de unidades siguientes:

a) 50 cm \rightarrow km

f) 10 dm³ \rightarrow m³

b) 50 km \rightarrow cm

g) 3 km³ \rightarrow cm³

c) 0,12 kg \rightarrow mg

h) 22 hm³ \rightarrow L

d) 0,0020 m² \rightarrow mm²

i) 800 mL \rightarrow cm³

e) 2 km² \rightarrow cm²

j) 800 mL \rightarrow m³

a) Calcula el momento lineal del electrón.

b) Calcula la masa de los muones (μ^-), otras partículas fundamentales, sabiendo que el momento lineal de un muon que se moviera a la misma velocidad que el electrón sería $4,11 \cdot 10^{22} \text{ kg m s}^{-1}$.

c) Las partículas tau (τ^-) son también fundamentales, su masa es $m_{\tau^-} = 3,17 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Si una partícula tau tuviera el momento lineal del muon, calcula su velocidad.

15. Calcula:

a) La masa de un cuerpo, sabiendo que su aceleración es $2,7 \text{ m/s}^2$ cuando se le somete a una fuerza de 100 N.

b) La aceleración de la gravedad en la Luna, sabiendo que un astronauta de 80 kg pesa 129,6 N en la Luna.

c) El peso de ese mismo astronauta en la Tierra, sabiendo que en la Tierra $g = 9,8 \text{ m/s}^2$.

16. En el SI la unidad de energía es el julio (J), o joule. A partir de las expresiones conocidas para la energía cinética y potencial, determina la relación entre el julio y las unidades fundamentales del SI.

17. Se deja caer una piedra de 2,0 kg desde una altura de 50 m.

a) Calcula la energía, la energía cinética y la energía potencial de la piedra cuando se deja caer.

b) Sabiendo que la energía no varía en el proceso, calcula la energía potencial de la piedra y su energía cinética cuando se encuentra a una altura de 25 m.

c) Calcula la energía potencial de la piedra y su energía cinética en el momento en que va a impactar contra el suelo.

d) Calcula la velocidad de la piedra en ese momento.

e) Al hecho de que esta velocidad no dependa de la masa de la piedra se le conoce como Principio de equivalencia de Galileo. Discute que, en efecto, la velocidad no depende de la masa de la piedra.

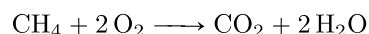
Tema 2. Teoría atómica de la materia

Con el fin de explicar de manera sencilla las leyes conocidas sobre reacciones químicas, a principios del siglo XIX Dalton supuso que la materia estaba constituida por átomos. Los modelos atómicos de principios del siglo XX consiguieron explicar más propiedades de la materia, incluso el enlace químico.

Física atómica

Postulados de la Teoría atómica de Dalton

- La materia está constituida por átomos, que son partículas indivisibles.
- Los átomos de elementos distintos son distintos. Por ejemplo: los átomos de hidrógeno y los átomos de oxígeno son distintos.
- Los compuestos químicos se forman por unión entre átomos, siguiendo una relación numérica sencilla. Por ejemplo: en el agua (H_2O) hay 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno; en el trióxido de dihierro (Fe_2O_3) hay 2 átomos de hierro por cada 3 átomos de oxígeno.
- Los átomos no se alteran en las reacciones químicas. Una reacción química es, por ejemplo:



Primeros modelos atómicos

- El modelo atómico de Thomson se compone de una nube con carga positiva en la que se encuentran incrustadas partículas con carga negativa, llamadas electrones (e^-).
- El modelo atómico de Rutherford es un modelo planetario. Los electrones orbitan alrededor de un núcleo en el que se encuentran partículas con carga positiva, llamadas protones (p^+), y partículas neutras, llamadas neutrones (n).

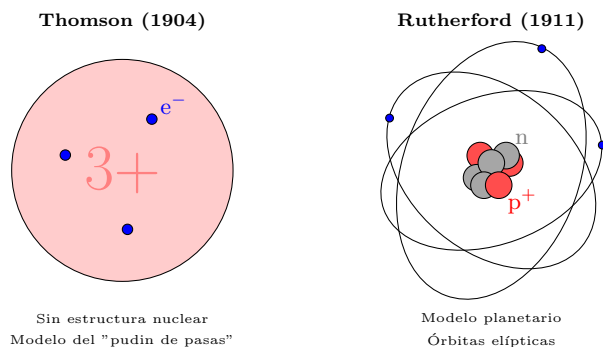


Figura 2.1: Primeros modelos atómicos (átomo de Li-7)

Modelo atómico de Bohr

- También es un modelo planetario. Los electrones describen órbitas circulares alrededor del núcleo, compuesto por protones y neutrones.
- La masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo, puesto que los nucleones (protones y

neutrones) son mucho más masivos que los electrones.

- El núcleo ocupa un mínimo espacio en el átomo. Entre el núcleo y los electrones hay vacío.
- Es un modelo cuántico. Hay órbitas permitidas y no permitidas, que dependen del elemento. Como a cada órbita le corresponde un nivel de energía del electrón, para cada elemento hay niveles de energía permitidos y no permitidos.

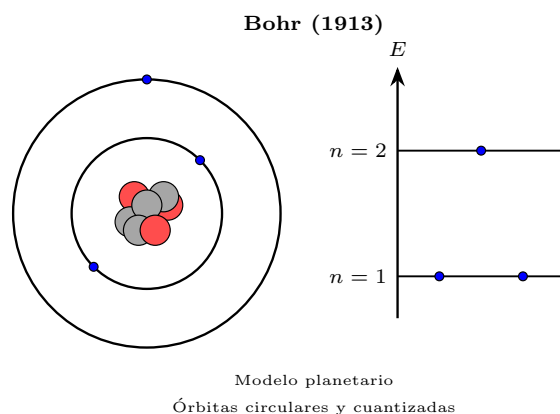


Figura 2.2: Modelo atómico de Bohr (átomo de Li-7)

- Los electrones promocionan a niveles superiores absorbiendo fotones (partículas de luz) y decaen a órbitas inferiores emitiendo fotones.
- Los electrones tienden a estar en el estado fundamental, esto es, ocupando los niveles de energía inferiores. Según el modelo atómico de la mecánica cuántica en el nivel n puede haber un máximo de $2n^2$ electrones.

Tabla 2.1: Número máximo de electrones por nivel de energía

Nivel de energía (n)	Número máximo de electrones ($2n^2$)
$n = 1$	$2 \cdot 1^2 = 2$
$n = 2$	$2 \cdot 2^2 = 8$
$n = 3$	$2 \cdot 3^2 = 18$
$n = 4$	$2 \cdot 4^2 = 32$
$n = 5$	$2 \cdot 5^2 = 50$
\vdots	\vdots

Elementos químicos

Tabla periódica de los elementos

Los átomos se distinguen en la tabla periódica por su número de protones; esto es, el número atómico del elemento.

- Se llaman periodos a las filas de la tabla periódica. Los elementos se ordenan en los periodos en orden creciente de número atómico. El periodo se corresponde con el último nivel con electrones del estado fundamental, llamado capa de valencia.

· Se llaman grupos a las columnas de la tabla. Los elementos se ordenan en los grupos por sus propiedades químicas. Estas propiedades están relacionadas con el número de electrones de la capa de valencia.

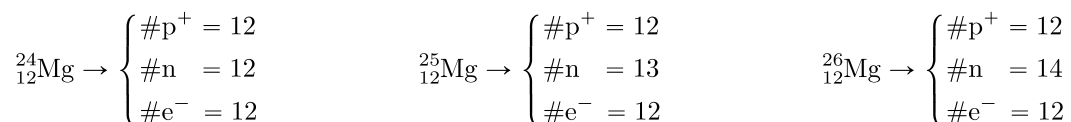
Los átomos se simbolizan de la manera siguiente:

$${}^A_ZX^Q, \text{ donde } \begin{cases} X \text{ es el símbolo del elemento} \\ Z \text{ es el número atómico (n.º de protones)} \\ A \text{ es el número másico (n.º de nucleones; i.e., de protones y neutrones)} \\ Q \text{ es la carga eléctrica (en unidades elementales de carga } e) \end{cases}$$

Isótopos

Los átomos de un mismo elemento (mismo número atómico Z) que presentan distinto número de neutrones y, por tanto, distinto número másico A se llaman isótopos de un elemento.

Por ejemplo:



La masa atómica se mide en unidades de masa atómica (u). En buena aproximación, cada nucleón aporta una unidad de masa atómica.

Según la abundancia de sus isótopos se promedia la masa atómica de los elementos. Por ejemplo:

Tabla 2.2: Abundancia de los isótopos de magnesio

Isótopo	Masa atómica	Abundancia
${}^{24}_{12}\text{Mg}$	24 u	79,0 %
${}^{25}_{12}\text{Mg}$	25 u	10,0 %
${}^{26}_{12}\text{Mg}$	26 u	11,0 %

$$m_{\text{Mg}} \text{ (masa atómica del Mg)} = \frac{79 \cdot 24 \text{ u} + 10 \cdot 25 \text{ u} + 11 \cdot 26 \text{ u}}{100} = 24,3 \text{ u}$$

Iones

Los átomos pueden perder o ganar electrones, presentar así carga eléctrica. A los átomos con carga se les llama iones:

· Los cationes son iones con carga positiva. Por ejemplo:



· Los aniones son iones con carga negativa. Por ejemplo:



5. Completa la tabla siguiente:

Representación	Z	A	#p ⁺	#n	#e ⁻
¹⁶ ₈ O					
¹⁸ ₈ O					
¹² ₆ C					
¹³ ₆ C					
²⁵ ₁₂ Mg					
²⁶ ₁₂ Mg					
³⁹ ₁₉ K					
⁴¹ ₁₉ K					

6. Escribe la configuración electrónica por niveles del estado fundamental de los elementos siguientes:

₁H																₂He	
n	#e ⁻															n	#e ⁻
1																1	
₃Li		₄Be		₅B		₆C		₇N		₈O		₉F		₁₀Ne			
n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻		
1		1		1		1		1		1		1		1			
2		2		2		2		2		2		2		2			
₁₁Na		₁₂Mg		₁₃Al		₁₄Si		₁₅P		₁₆S		₁₇Cl		₁₈Ar			
n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻	n	#e ⁻		
1		1		1		1		1		1		1		1			
2		2		2		2		2		2		2		2			
3		3		3		3		3		3		3		3			

7. El 75,8% del cloro que se encuentra en la naturaleza es Cl-35 (³⁵Cl); el resto, prácticamente, es Cl-37 (³⁷Cl).

- Calcula la masa atómica del cloro en unidades de masa atómica.
- Sabiendo que 1 u = 1,6605389 · 10⁻²⁷ kg, calcula la masa atómica del cloro en kilogramos.

8. Utiliza la simulación *PhET: Isotopes and Atomic Mass* para conocer qué isótopos del boro pueden encontrarse en la naturaleza y su abundancia. Con estos datos:

- Calcula la masa atómica del boro en unidades de masa atómica.
- Sabiendo que 1 u = 1,6605389 · 10⁻²⁷ kg, calcula la masa atómica del boro en kilogramos y gramos.
- En una muestra de 10,8 g de boro, ¿cuántos nucleones hay? ¿Y cuántos átomos de boro?

9. Completa la tabla siguiente:

Representación	Z	A	#p ⁺	#n	#e ⁻
¹ H	1				
₇ N		14			
²⁶ Mg			12		
S	16			18	
V		51			23
₃₁ Ga		71			
Zn				34	30
K	19	39			

10. Indica el número de protones, neutrones y electrones de los átomos siguientes:

$$\begin{array}{lll}
 \text{a) } {}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+} \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases} & \text{c) } {}_1^1\text{H}^- \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases} & \text{e) } {}_{13}^{27}\text{Al}^{3+} \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases} \\
 \text{b) } {}_{34}^{79}\text{Se}^{2-} \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases} & \text{d) } {}_1^3\text{H}^- \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases} & \text{f) } {}_{12}^{24}\text{Mg}^{2+} \rightarrow \begin{cases} \#p^+ = \\ \#n = \\ \#e^- = \end{cases}
 \end{array}$$

11. Completa la tabla siguiente:

Representación	Z	A	#p ⁺	#n	#e ⁻
Na ⁺	11	23			
Sc		45			21
Al ³⁺		27		14	
S ²⁻			16	16	
Sn		119		69	
Br ⁻		79			36
Fe ³⁺				30	23
Li ⁺		7		4	

12. Sabiendo que $e = 1,60218 \cdot 10^{-19}$ C, calcula la carga eléctrica en culombios (C) de los iones Ca²⁺ y N³⁻.

13. Sabiendo que $e = 1,60218 \cdot 10^{-19}$ C, calcula cuántos electrones ha perdido o ganado un cuerpo con carga eléctrica:

- a) $q = +3,00$ C
 b) $q = -22$ mC

Tema 3. Introducción a la química

Los objetivos principales de la química son estudiar cómo los átomos se unen entre sí y cómo unas sustancias químicas se transforman en otras; esto es, el enlace químico y las reacciones químicas.

Enlace químico

Regla del octeto

Los átomos tienden a perder o ganar uno, dos o tres electrones de la capa de valencia, tantos como para tener los electrones que tienen en la capa de valencia los gases nobles: dos en el caso del helio y ocho en el del resto de gases nobles (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

- A los elementos con tendencia a captar electrones se les llama electronegativos.
- Los átomos con tendencia a perder electrones se les llama metales.
- Se llama valencia iónica a la carga de los átomos una vez que ha alcanzado esta estabilidad electrónica.

Tabla 3.1: Valencia iónica de los elementos principales

${}^1\text{H}$ hidrógeno	-1						${}^2\text{He}$ helio	
${}^3\text{Li}$ litio	${}^4\text{Be}$ berilio		${}^5\text{B}$ boro	${}^6\text{C}$ carbono	${}^7\text{N}$ nitrógeno	${}^8\text{O}$ oxígeno	${}^9\text{F}$ flúor	${}^{10}\text{Ne}$ neón
${}^{11}\text{Na}$ sodio	${}^{12}\text{Mg}$ magnesio		${}^{13}\text{Al}$ aluminio	${}^{14}\text{Si}$ silicio	${}^{15}\text{P}$ fósforo	${}^{16}\text{S}$ azufre	${}^{17}\text{Cl}$ cloro	${}^{18}\text{Ar}$ argón
${}^{19}\text{K}$ potasio	${}^{20}\text{Ca}$ calcio		${}^{31}\text{Ga}$ galio	${}^{32}\text{Ge}$ germanio	${}^{33}\text{As}$ arsénico	${}^{34}\text{Se}$ selenio	${}^{35}\text{Br}$ bromo	${}^{36}\text{Kr}$ kriptón
${}^{37}\text{Rb}$ rubidio	${}^{38}\text{Sr}$ estroncio		${}^{49}\text{In}$ indio	${}^{50}\text{Sn}$ estaño	${}^{51}\text{Sb}$ antimonio	${}^{52}\text{Te}$ telurio	${}^{53}\text{I}$ yodo	${}^{54}\text{Xe}$ xenón
${}^{55}\text{Cs}$ cesio	${}^{56}\text{Ba}$ bario		${}^{81}\text{Tl}$ talio	${}^{82}\text{Pb}$ plomo	${}^{83}\text{Bi}$ bismuto	${}^{84}\text{Po}$ polonio	${}^{85}\text{At}$ astato	${}^{86}\text{Rn}$ radón
+1	+2		+3	(±4)	-3	-2	-1	
Elementos electronegativos (no metales)								
Elementos con electronegatividad intermedia (semimetales)								
Gases nobles								

Sustancias químicas

Las sustancias químicas, o sustancias puras, pueden ser:

- Sustancias simples: formadas por átomos de un solo elemento. Por ejemplo: Ne, Al, O₂.

· Compuestos químicos: formados por átomos de más de un elemento. Por ejemplo: H_2O , NaCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

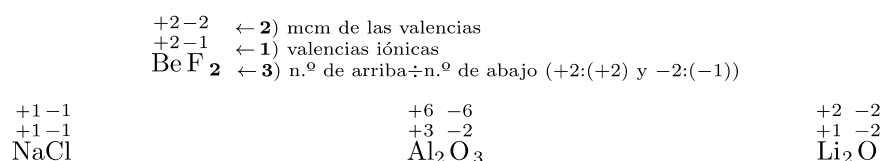
Se llama molécula a una partícula formada por dos o más átomos unidos (un número pequeño). De acuerdo con esto, las sustancias químicas pueden clasificarse también como sigue:

- Sustancias moleculares: las partículas que las forman son moléculas.
- Sustancias no moleculares o atómicas: las partículas que las forman no son moléculas, son átomos.

Enlace iónico

La unión se produce por formación de iones y atracción eléctrica entre ellos. Es decir, es una unión entre átomos electronegativos (con valencia iónica negativa) y metales (con valencia iónica positiva).

Por ejemplo:

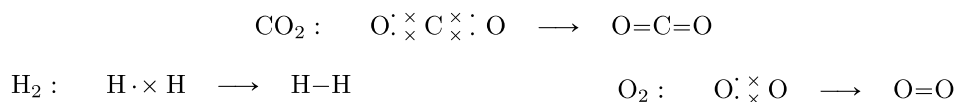


El enlace iónico no forma moléculas en la naturaleza.

Enlace covalente

La unión se entiende por compartición de uno, dos o tres electrones de la capa de valencia de átomos electronegativos.

Esta compartición de electrones se ilustra mediante diagramas de Lewis, teniendo en cuenta que, por lo general, cada átomo comparte tantos electrones como indica su valencia iónica. Por ejemplo:



El enlace covalente es el único que sí forma moléculas en la naturaleza.

Enlace metálico

Se produce entre átomos de un mismo elemento metálico. Según el modelo del gas de electrones, en los átomos se liberan los electrones indicados por la Regla del octeto. Los cationes toman una disposición ordenada (una red) y los electrones liberados se mueven entre ellos.

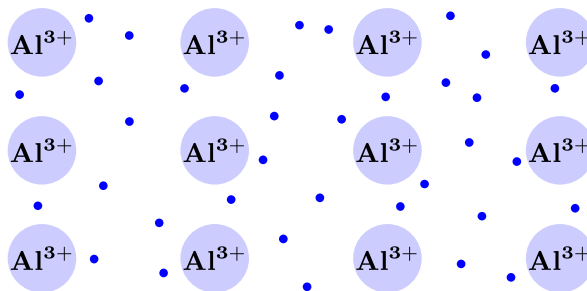


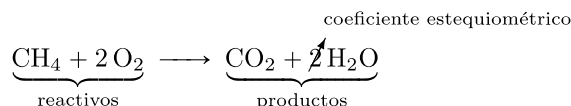
Figura 3.1: Modelo del gas de electrones

El enlace metálico no forma moléculas.

Reacciones químicas

Ecuaciones químicas

Las reacciones químicas se ilustran por medio de ecuaciones químicas. Por ejemplo:



Los coeficientes estequiométrico se ajustan para cumplir el postulado de la teoría atómica que dice que los átomos no se alteran en las reacciones químicas.

Mol

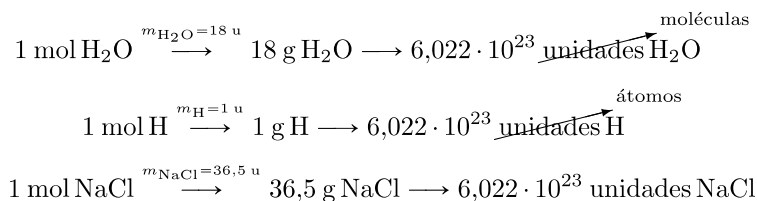
· Masa molecular: Es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la fórmula de una sustancia química (a este conjunto de átomos lo llamaremos unidad química). Por ejemplo:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2m_{\text{H}} + m_{\text{O}} = 2 \cdot 1,0 \text{ u} + 16,0 \text{ u} = 18,0 \text{ u}$$

· Masa molar: Es la masa en gramos de un mol de una sustancia química. Su valor numérico coincide con la masa molecular. Por ejemplo:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ u} \longrightarrow M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \text{ g/mol} = \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

· De acuerdo con esto, en un mol de cualquier sustancia química hay el mismo número de unidades químicas. Este número es el Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$. Por ejemplo:



Estequiometría

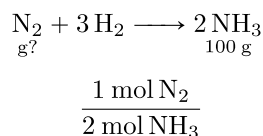
Los coeficientes estequiométricos pueden interpretarse como número de moles. A partir de aquí pueden realizarse cálculos sobre las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos. Por ejemplo:

En la reacción de formación del amoníaco, $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$, ¿cuántos gramos de N_2 se necesitan para producir 100 g de NH_3 ?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{N}} = 14,0 \text{ u}$

Datos

· Paso 1. Ajustamos la reacción. De este ajuste sacamos el primer factor de conversión, la proporción en moles en que reaccionan/se producen las especies químicas que intervienen en la reacción. Aquí, un mol de N_2 produce 2 moles de NH_3 :



· Paso 2. Calculamos las masas molares de la sustancia de referencia (dato) y de la sustancia por la que se pregunta.

$$m_{\text{NH}_3} = 14,0 \text{ u} + 3 \cdot 1,0 \text{ u} = 17,0 \text{ u} \longrightarrow M_{\text{NH}_3} = \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3}$$

$$m_{\text{N}_2} = 2 \cdot 14,0 \text{ u} = 28,0 \text{ u} \longrightarrow M_{\text{N}_2} = \frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2}$$

Solución

· Paso 3. Realizamos los cálculos utilizando el mol como unidad de cantidad de sustancia:

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = \boxed{82,353 \text{ g N}_2}$$

De acuerdo con las cifras significativas de los datos, la masa de N₂ producida es $\boxed{82,4 \text{ g}}$.

Formulación

Formulación inorgánica

· Algunos elementos de transición

Sc escandio	Ti titanio	V vanadio	Cr cromo	Mn manganeso	Fe hierro	Co cobalto	Ni níquel	Cu cobre	Zn zinc
								Ag plata	Cd cadmio
							Pt platino	Au oro	Hg mercurio

· Prefijos multiplicadores

Simples

mono	di	tri	tetra	penta	hexa
1	2	3	4	5	6
hepta	octa	nona	deca	undeca	dodeca
7	8	9	10	11	12

· Nomenclatura de composición

Sustancias simples

He helio	Fe hierro	O ₂ dioxígeno (oxígeno)	S ₈ octaazufre
-------------	--------------	---------------------------------------	------------------------------

Compuestos binarios

Fe ₂ S ₃ trisulfuro de dihierro	CaO óxido de calcio	CO monóxido de carbono	O ₃ Cl ₂ dicloruro de trioxígeno
HCl cloruro de hidrógeno	HCl (ac) ácido clorhídrico	H ₂ S sulfuro de dihidrógeno	H ₂ S (ac) ácido sulfhídrico

Hidróxidos

Fe(OH)₃
trihidróxido de hierro

NaOH
hidróxido de sodio

Iones

Li⁺
litio(1+)

Ca²⁺
calcio(2+)

Fe³⁺
hierro(3+)

H₃⁺
trihidrógeno(1+)

F⁻
fluoruro(1-) o fluoruro

N³⁻
nitruro(3-) o nitruro

C₂²⁻
dicarburo(2-)

O₂²⁻
dióxido(2-) o peróxido

· Nomenclatura de sustitución de hidruros no metálicos

BH₃
borano

CH₄
metano

SiH₄
silano

GeH₄
germano

NH₃
amoníaco o azano

PH₃
fosfano

AsH₃
arsano

SbH₃
estibano

· Nomenclatura mediante número de oxidación

sulfuro de hierro(III) \rightarrow $\overset{+6}{\text{Fe}}_2 \overset{-2}{\text{S}}_3$ \leftarrow **2** mcm de los números de oxidación
 \leftarrow **1** números de oxidación de los dos elementos
 \leftarrow **3** n.º de arriba ÷ n.º de abajo (+6:(+3) y -6:(-2))

óxido de calcio \rightarrow $\overset{+2}{\text{Ca}} \overset{-2}{\text{O}}$ \leftarrow **2** mcm de los números de oxidación
 \leftarrow **1** números de oxidación de los dos elementos
 \leftarrow **3** n.º de arriba ÷ n.º de abajo (+2:(+2) y -2:(-2))

hidróxido de hierro(III) \rightarrow $\overset{+3}{\text{Fe}}(\overset{-1}{\text{OH}})_3$ \leftarrow **2** mcm de los números de oxidación
 \leftarrow **1** números de oxidación del Fe y el OH⁻
 \leftarrow **3** n.º de arriba ÷ n.º de abajo (+3:(+3) y -3:(-1))

Formulación orgánica

· Reglas generales

meta- \rightarrow 1 C; eta- \rightarrow 2 C; propa- \rightarrow 3 C; buta- \rightarrow 4 C; penta- \rightarrow 5 C; etc.
 C \rightarrow 4 - ; H \rightarrow 1 - ; halógenos \rightarrow 1 - ; O \rightarrow 2 - ; N \rightarrow 3 -
 -ano \rightarrow - (todos); -eno/-en \rightarrow = ; -ino/-in \rightarrow \equiv ; ciclo- \rightarrow \square

· Nomenclatura de sustitución de hidrocarburos y derivados halogenados

Alcanos

CH₄
metano

CH₃-CH₃
etano

CH₃-CH₂-CH₃
propano

CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-CH₂-CH₃
hexano

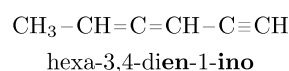
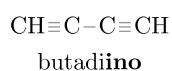
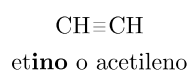
Alquenos

CH₂=CH₂
eteno o etileno

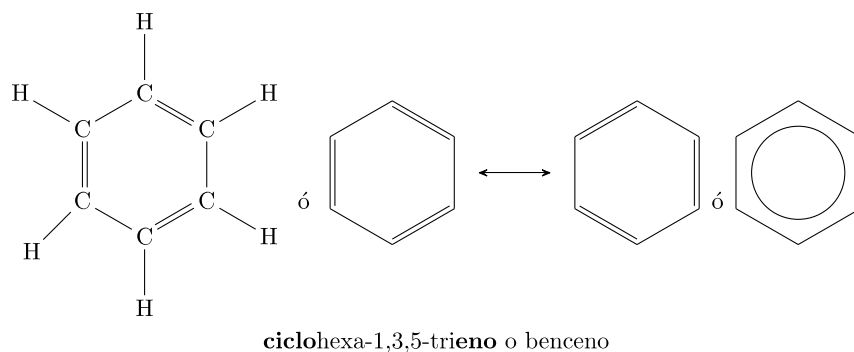
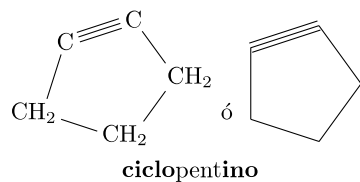
CH₃-CH=CH₂
propeno

CH₃-CH=CH-CH=CH₂
penta-1,3-dieno

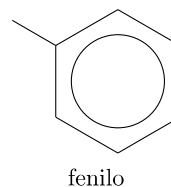
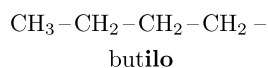
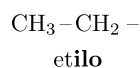
Alquinos



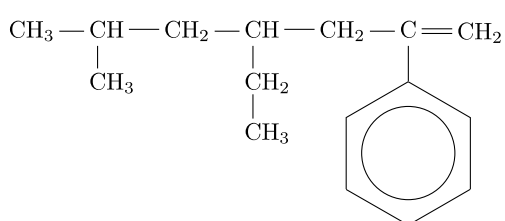
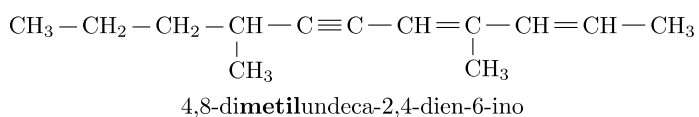
Hidrocarburos cíclicos



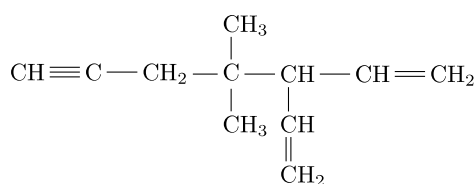
Radicales



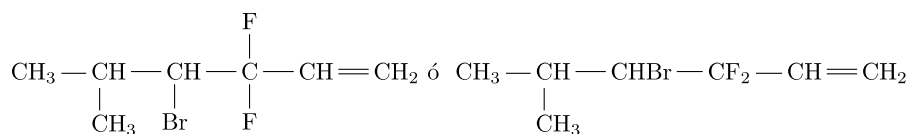
Hidrocarburos ramificados



4-etil-2-fenil-6-metilhept-1-eno

4,4-dimetil-3-vinilhept-1-en-6-ino o
4,4-dimetil-3-etenilhept-1-en-6-ino

Derivados halogenados



4-bromo-3,3-difluoro-5-metilhex-1-eno

Ejercicios, cuestiones y problemas

Enlace químico

1. Determina la valencia iónica de los elementos principales de los tres primeros periodos:

₁H														₂He	
<i>n</i>	#e ⁻													<i>n</i>	#e ⁻
1														1	2
														0	
₃Li		₄Be		₅B		₆C		₇N		₈O		₉F		₁₀Ne	
<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻
1		1		1		1		1		1		1		1	2
2		2		2		2		2		2		2		2	8
														0	
₁₁Na		₁₂Mg		₁₃Al		₁₄Si		₁₅P		₁₆S		₁₇Cl		₁₈Ar	
<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻	<i>n</i>	#e ⁻
1		1		1		1		1		1		1		1	2
2		2		2		2		2		2		2		2	8
3		3		3		3		3		3		3		3	8
														0	

2. Determina las fórmulas químicas de los compuestos formados por:

- | | | |
|------------|------------|------------|
| a) Li y Cl | d) Be y Cl | g) Al y Cl |
| b) Mg y F | e) Mg y O | h) Al y N |
| c) Na y O | f) Mg y N | i) Na y N |

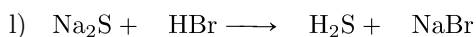
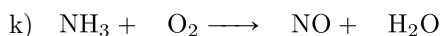
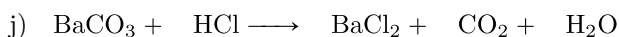
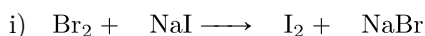
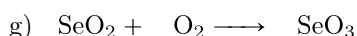
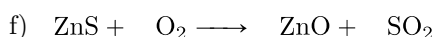
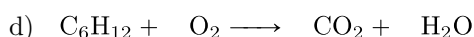
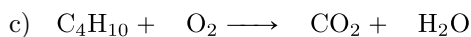
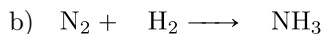
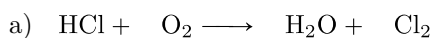
3. Explica mediante diagramas de Lewis la formación de las moléculas siguientes:

- | | | |
|-------------------|---------------------|---------------------|
| a) H ₂ | e) Cl ₂ | i) CO ₂ |
| b) F ₂ | f) H ₂ O | j) PH ₃ |
| c) O ₂ | g) NH ₃ | k) H ₂ S |
| d) N ₂ | h) CH ₄ | l) HCN |

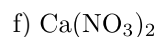
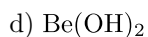
4. Ilustra mediante el modelo del gas de electrones el enlace entre átomos de magnesio y el enlace entre átomos de aluminio.

Reacciones químicas

5. Ajusta las ecuaciones químicas siguientes:



6. Con ayuda de la tabla periódica, calcula la masa molecular y la masa molar de las sustancias químicas siguientes:



7. Responde razonadamente con ayuda de la tabla periódica y utilizando el número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$:

a) ¿Cuántos átomos de hierro hay en una viruta de 5 mg?

b) ¿Cuántas unidades de NaCl hay en una cucharada de 3,5 g de sal?

c) Sabiendo que la densidad del agua es 1,0 kg/L, ¿cuántas moléculas de agua hay en un vaso de 250 mL?

d) Sabiendo que la densidad del aire en condiciones ambientales es 1,2 kg/m³ y que la abundancia del Ar en el aire es del 0,9340% (0,9340 g de argón por cada 100 g de aire), ¿cuántos átomos de argón hay en una habitación de 62,5 m³?

8. El cloruro de hidrógeno (HCl) reacciona con el hidróxido de sodio (NaOH) para dar cloruro de sodio (NaCl) y agua (H₂O). ¿Cuántos gramos de NaCl se obtienen si se hacen reaccionar 365 g de HCl?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$; $m_{\text{Na}} = 23,0 \text{ u}$; $m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$

9. El metano (CH₄) reacciona con dióxígeno (O₂) para dar dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). ¿Cuántos gramos de agua se obtienen si se hacen reaccionar 160 g de metano?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$

10. El dicloro (Cl_2) reacciona con hidrógeno (H_2) para dar cloruro de hidrógeno, HCl .

a) Calcula los gramos de dicloro necesarios para reaccionar con 14 g de hidrógeno.

b) ¿Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se obtendrán?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$

11. El hierro (Fe) reacciona con dióxígeno (O_2) para dar trióxido de hierro (Fe_2O_3). Si se oxidan 200 g de hierro, calcula:

a) La masa de dióxígeno necesaria para que se produzca la oxidación.

b) La masa de trióxido de hierro que se produce.

Constantes: $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$; $m_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ u}$

12. El carbonato de calcio (CaCO_3) se descompone produciendo dióxido de carbono (CO_2) y óxido de calcio (CaO). Si se descomponen 200 g de carbonato de calcio, calcula la masa de óxido de calcio que se produce.

Constantes: $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$; $m_{\text{Ca}} = 40,1 \text{ u}$

13. En la reacción de combustión de 280,0 g de eteno (C_2H_4), éste reacciona con O_2 para dar CO_2 y agua.

a) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen?

b) ¿Cuántos gramos de O_2 son necesarios para completar la combustión?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$

14. El ozono (O_3) se descompone rápidamente en presencia de monóxido de nitrógeno (NO) en dióxígeno (O_2), de manera que también se produce dióxido de nitrógeno (NO_2). Calcula:

a) La masa de ozono que se descompone a partir de 100 g de NO .

b) La masa de NO_2 que se produce.

Constantes: $m_{\text{N}} = 14,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$

15. El cloruro de hidrógeno (HCl) reacciona con dióxígeno (O_2) produciéndose agua (H_2O) y dicloro (Cl_2). Calcula la masa de Cl_2 que se produce a partir de 100 g de HCl .

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$

16. Dada la reacción química $\text{ZnS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$, calcula la masa que se necesita de ZnS y O_2 si se pretenden producir 300 g de SO_2 .

Constantes: $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$; $m_{\text{S}} = 32,1 \text{ u}$; $m_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ u}$

Formulación

17. Nombra:

a) Ca

e) SF_6

i) N_2O_5

b) N_2

f) Cu_2O

j) SO_2

c) AlH_3

g) N_2O_4

k) Fe_2S_3

d) FeCl_3

h) PCl_5

l) HI

m) HF (ac)	r) CO ₂	w) F ⁻
n) O ₇ Cl ₂	s) Ni ₄ C ₃	x) O ²⁻
o) CO	t) KOH	y) PH ₃
p) H ₂ S (ac)	u) Fe(OH) ₃	z) BH ₃
q) FeO	v) Ca ²⁺	aa) NH ₃

18. Formula:

a) dicloro	n) fosfano
b) cobalto	o) telururo de dihidrógeno
c) monóxido de cobre	p) dicloruro de hierro
d) pentaóxido de dinitrógeno	q) amoniacó
e) tetraóxido de trimanganeso	r) óxido de diplatá
f) difluoruro de oxígeno	s) ácido yodhídrico
g) dicloruro de mercurio	t) dihidróxido de cobre
h) monóxido de azufre	u) hidróxido de sodio
i) dióxido de azufre	v) trihidróxido de escandio
j) bromuro de hidrógeno	w) hierro(3+)
k) hidruro de litio	x) hidruro(1-)
l) dihidruro de berilio	y) sulfuro(2-)
m) óxido de zinc	z) plata(1+)

19. Formula:

a) cloruro de bismuto(III)	c) sulfuro de hierro(II)
b) óxido de hierro(III)	d) fluoruro de níquel(III)

20. Formula:

a) octano

- b) eteno
- c) but-1-eno
- d) pent-2-eno
- e) buta-1,3-dieno
- f) butatrieno
- g) etino
- h) propino
- i) but-2-ino
- j) nona-1,7-dien-3,5-diino
- k) ciclohexeno
- l) ciclohexa-1,4-dieno
- m) metilpropano
- n) 2-metilbutano
- o) 3-metilhexano
- p) 2,3-dimetilbutano
- q) 2,3,6-trimetil-4-propiloctano
- r) 4-etil-5,6-dimetilhept-1-ino
- s) 3-etilhexa-1,5-diino
- t) 6-etil-6-metilocta-1,4-diino
- u) 2,7-dimetilnona-3,5-diino
- v) 4,8-dimetilnona-2,4-dien-6-ino
- w) 3-metilhex-1-en-5-ino
- x) 4,5-dimetilocta-3,6-dien-1-ino
- y) 2-clorobutano
- z) 4,4-dicloropent-2-eno
- aa) 1,3-dimetilbenceno
- ab) triclorometano o cloroformo
- ac) 1-etil-3-metil-5-propilciclohexano
- ad) 3,4,5-trimetilciclohex-1-eno

Tema 4. Teoría cinética de la materia

Las partículas que forman la materia tienden a unirse. Dependiendo de la intensidad de estas fuerzas de unión y de lo efectivas que llegan a ser para unir a las partículas (bajo las condiciones en que se encuentren), la materia puede encontrarse en distintos estados de agregación.

Estados de agregación de la materia

Postulados de la Teoría cinético-molecular

- Las partículas que forman la materia son átomos y moléculas; entre ellas hay vacío.
- Los átomos y las moléculas se encuentran en movimiento.
- Hay fuerzas de naturaleza eléctrica que tienden a unir a los átomos y moléculas. Se llama enlace químico a la fuerza de unión entre átomos. Las fuerzas que unen a las moléculas reciben el nombre de fuerzas intermoleculares.

Tabla 4.1: Estados de agregación de la materia ordinaria

Propiedad	Sólido	Líquido	Gas
Volumen	Constante	Constante	Variable
Forma	Constante	Variable	Variable

Cambios de estado

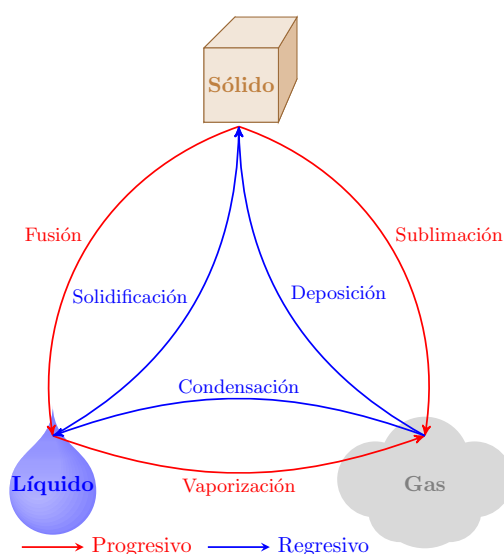


Figura 4.1: Cambios de estado: Los cambios progresivos tienen lugar por absorción de calor (aumento de temperatura); los regresivos, cediendo calor (disminución de temperatura).

La temperatura de un sistema mide la energía cinética media de las partículas que lo forman.

- Cuanto mayor es la temperatura, mayor es el movimiento si las partículas tienen masa similar.

- Cuanto mayor es la masa de las partículas, menor es el movimiento si la temperatura es similar.

Las fuerzas entre partículas cumplen:

- Los enlaces químicos son más intensos que las fuerzas intermoleculares.
- Son menos efectivas para mantener a las partículas unidas cuantos mayor es el movimiento.

De acuerdo con esto:

- En los sólidos las partículas se encuentran unidas, cada una vibra en torno a una posición fija.
- En los líquidos las partículas se encuentran unidas, pero no ocupan posiciones fijas.
- En los gases las partículas no se encuentran unidas.

Estado gaseoso

Relaciones de proporcionalidad directa y de proporcionalidad inversa

- En las magnitudes directamente proporcionales el cociente (\div) entre valores correspondientes es constante. Por ejemplo, para un tren que viaja a 100 km/h, la distancia recorrida y el tiempo que tarda en recorrerla cumple:

$$\frac{100 \text{ km}}{1 \text{ h}} = \frac{200 \text{ km}}{2 \text{ h}} = \frac{300 \text{ km}}{3 \text{ h}} = \frac{400 \text{ km}}{4 \text{ h}}$$

- En las magnitudes inversamente proporcionales el producto (\times) entre valores correspondientes es constante. Por ejemplo, para un tren que recorre una distancia de 200 km, la velocidad constante a la que viaje y el tiempo que tarde en recorrer la distancia cumple:

$$200 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot 1 \text{ h} = 100 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot 2 \text{ h} = 50 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot 4 \text{ h} = 25 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot 8 \text{ h}$$

Leyes de los gases ideales

- La presión y el volumen son inversamente proporcionales si la temperatura y el número de moles permanecen constantes (Ley de Boyle-Mariotte).
- La temperatura (absoluta) y la presión son directamente proporcionales si el volumen y el número de moles permanecen constantes (Ley de Gay-Lussac).
- La temperatura (absoluta) y el volumen son directamente proporcionales si la presión y el número de moles permanecen constantes (Ley de Charles).
- El número de moles y el volumen son directamente proporcionales si la presión y la temperatura permanecen constantes (Ley de Avogadro).

Ley de los gases ideales

Las cuatro leyes pueden deducirse a partir de la llamada Ley de los gases ideales:

$$pV = nRT, \text{ donde } \begin{cases} p \text{ es la presión que ejerce el gas} \\ V \text{ es el volumen que ocupa el gas} \\ n \text{ es el número de moles de gas} \\ T \text{ es la temperatura absoluta (en K) del gas} \\ R \text{ es la constante de los gases ideales} \end{cases}$$

Notas

- Ley de los gases ideales

$$pV = nRT$$

Ejercicios, cuestiones y problemas

Estados de agregación de la materia

1. En la Tabla 4.2 se ofrecen las temperaturas de fusión y ebullición de algunas especies químicas. Determina el estado de agregación de estas especies a 25 °C.

Tabla 4.2: Temperaturas de fusión y ebullición

Especie química	Punto de fusión/°C	Punto de ebullición/°C
Ag	962	2162
BeO	2507	3900
Ca	842	1527
CaF ₂	1418	2533
CH ₄	-183	-162
Fe	1535	2750
H ₂	-259	-253
H ₂ O	0	100
Hg	-39	357
Li ₂ S	938	1372
NaCl	801	1465
NH ₃	-78	-33

Estado gaseoso

2. Resuelve los siguientes problemas basándote en las leyes de los gases ideales:

a) En un recipiente de 5,0 litros se introduce gas oxígeno (O₂) a una presión de 4,00 atm. ¿Qué presión ejercerá el gas en un volumen de 10 litros si la temperatura permanece constante?

b) En un recipiente de 5,0 litros se introduce helio (He) a una presión de 3,0 atm y se observa que su temperatura es 27 °C. ¿Cuál será su presión si la temperatura pasa a ser de 127 °C sin que varíe el volumen?

c) Un globo contiene un volumen de 4,0 L de aire a 27 °C. Se introduce en una nevera, donde la temperatura es de 2,0 °C. ¿Cuál será el volumen del globo cuando el aire alcance la temperatura de la nevera?

d) Cierta cantidad de hidrógeno molecular (H₂) ocupa 244 L a 25 °C y 1,0 atm. ¿A qué presión hay que someter al gas para que ocupe lo mismo a 2980 K?

e) Se comprime cierta cantidad de metano aumentando la presión de 1,0 a 5,0 atm. Si el volumen del gas comprimido es 4,0 L, ¿qué volumen ocupaba el gas inicialmente?

f) A temperatura ambiente y presión atmosférica 10 moles de dinitrógeno ocupan 244,4 L. ¿Cuánto ocuparán 25 moles en las mismas condiciones de presión y temperatura?

g) Una muestra de 5 L Cl₂ (g) a -10 °C y 1,0 atm se calienta hasta alcanzar una temperatura de 0 °C. ¿Qué presión ejerce la muestra de gas si se mantiene el volumen constante?

3. A partir de la ley de los gases ideales, determina:

- ¿Cuánto ocupan 10 moles de He a 25 °C y 1,0 atm?
- ¿Qué presión ejercen 15 moles de N₂ a 0 °C en un recipiente de 10 L?
- ¿A qué temperatura se encuentran 5,0 moles de H₂ si en un reactor de 20 L la presión es de 2,0 atm?
- ¿Cuántos moles de amoníaco hay en un matraz de 100 mL a 30 °C y 1,5 atm?

Constantes: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

4. El amoníaco se produce según la reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_3 (\text{g})$.

Si se dispone de $2,0 \cdot 10^6$ L de N₂ a 25 °C y 1 atm:

- ¿Qué masa de amoníaco se obtiene?
- ¿Cuántos litros de dihidrógeno son necesarios para reaccionar con todo el nitrógeno?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{N}} = 14,0 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

5. Para eliminar el monóxido de nitrógeno de las emisiones gaseosas se provoca la siguiente reacción con amoníaco:



- Calcula cuántos gramos de NH₃ se necesitan para eliminar 200 L de NO a 20 °C y 1,2 atm.
- Calcula cuántos litros de N₂ se producirían.

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{N}} = 14,0 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

6. A 220 °C y 3,25 atm de presión, se hace reaccionar magnesio con dinitrógeno según la reacción siguiente $\text{Mg} (\text{s}) + \text{N}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 (\text{s})$.

- Calcula cuántos litros de N₂ se necesitan para reaccionar con 62 g de Mg.
- Calcula cuántos litros de N₂ han reaccionado si se producen 100 g de dinitruro de trimagnesio.

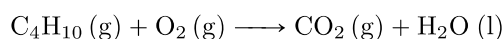
Constantes: $m_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ u}$; $m_{\text{N}} = 14,0 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

7. La reacción de formación del metano es $\text{C} (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$.

- ¿Cuántos litros de metano a 25 °C y 1 atm se forman a partir de 120,0 g de carbono?
- ¿A 0 °C y 1 atm, cuántos litros de H₂ se necesitan para reaccionar con un fragmento de carbono de 12,0 cm³ de volumen?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $d_{\text{C}} = 2,3 \text{ g/cm}^3$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

8. La reacción de combustión del butano es:



Esta reacción es muy exotérmica, es decir, desprende mucho calor; de aquí que sea la reacción que se provoca en ciertos calentadores de agua. En estos calentadores se utilizan bombonas de butano que contienen 12,5 kg de este gas. En condiciones ambientales (25 °C y 1,0 atm):

- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende en la combustión de una bombona de butano?
- Sabiendo que en el aire hay un 21 % de dióxígeno (21 g de O₂ por cada 100 g de aire) y que la densidad del aire es 1,18 g/L (en las condiciones dadas), ¿qué volumen de aire se necesita para completar la combustión?

Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Tema 5. Mezclas y disoluciones

En la naturaleza es usual encontrar mezcladas las sustancias puras; en el aire, por ejemplo, o el agua del mar. También se comercializan mezcladas para uso industrial, científico o doméstico.

Mezclas homogéneas

Tipos de mezclas

· En una mezcla heterogénea los componentes no están mezclados a nivel molecular; en algunas de estas mezclas, sus componentes pueden distinguirse con un microscopio (coloides, como el humo o la leche) o, incluso, a simple vista.

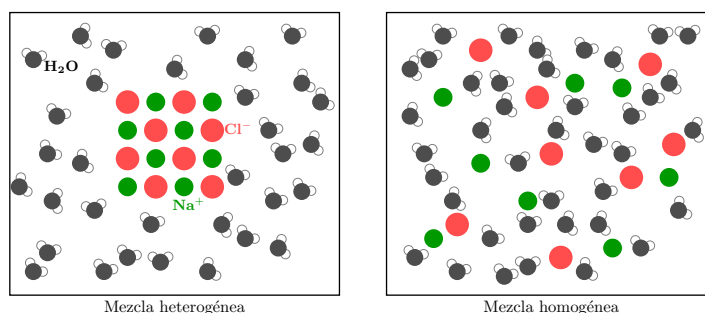


Figura 5.1: Grano submicroscópico de sal no disuelto y disuelto

· En una mezcla homogénea sus componentes están disueltos a nivel atómico/molecular. En general a las mezclas homogéneas se les llama disoluciones, o soluciones. Sin embargo, si se trata de una mezcla de metales, ya se ha dicho, se habla de aleación (el bronce, por ejemplo, es una aleación de cobre y estaño).

Soluto y disolvente

· El componente que decide su estado el estado de agregación de la disolución recibe el nombre de disolvente. Por ejemplo, el agua en disoluciones acuosas (ac).

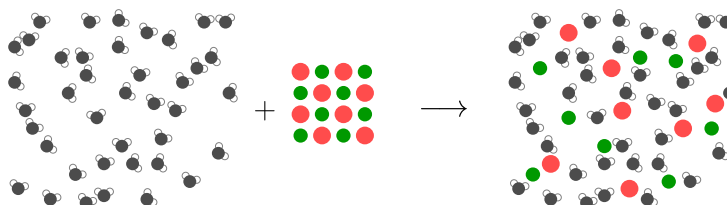


Figura 5.2: En una mezcla la suma de las masas de los componentes es igual a la masa de la mezcla. Esto, por lo general, no se cumple para el volumen de las disoluciones, porque las partículas de soluto ocupan espacios entre las partículas de disolvente que anteriormente estaban vacíos.

· El otro componente es el soluto; o el componente de interés de una disolución con varios componentes (como el agua de mar).

Concentración de disoluciones

Unidades de concentración

La concentración mide la proporción entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución o mezcla. Dependiendo de cómo se midan estas cantidades, se tienen las distintas formas de medir la concentración.

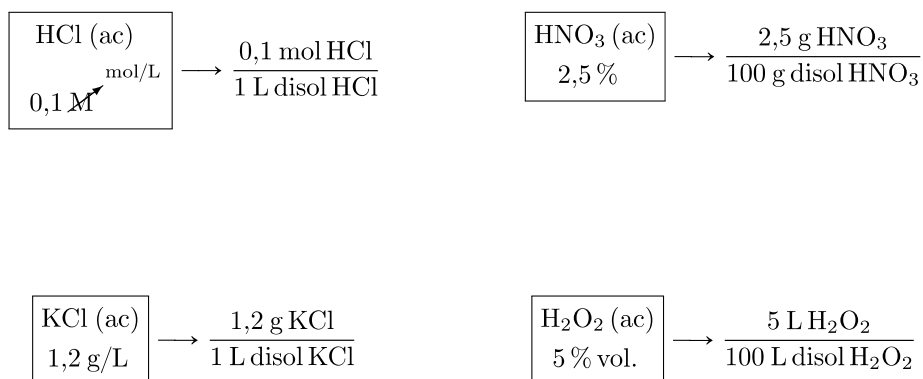


Figura 5.3: Etiquetas de productos químicos con las unidades más comunes de concentración

Solubilidad

Se llama solubilidad a la concentración máxima que admite una disolución; se dice, entonces, que la disolución está saturada. Es decir, si a una disolución saturada se le añadiera más soluto, este no se disolvería. En el caso de solutos sólidos, al soluto no disuelto se le llama precipitado.

La solubilidad depende de la temperatura. Por lo general:

- Para solutos gaseosos, la solubilidad aumenta al disminuir la temperatura. Por ejemplo, NH₃ (ac).
- Para solutos sólidos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura. Por ejemplo, AgCl (ac).

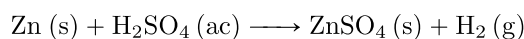
Ejercicios, cuestiones y problemas

Mezclas homogéneas

- Se dispone de una mezcla homogénea de H_2O , KCl y NaOH .
 - Nombra las tres especies químicas.
 - ¿Cuál de las tres es el disolvente?
 - ¿Cuál es el soluto?
 - ¿Qué compone la disolución?
 - ¿La masa de la disolución es igual a la suma de las masas de los componentes por separado?
 - ¿El volumen de la disolución es igual a la suma de los volúmenes de los componentes por separado?
- En la etiqueta de un ácido sulfúrico (H_2SO_4) comercial (en disolución) se indica que su densidad es de $1,86 \text{ g/cm}^3$.
 - Si el recipiente es de 75 mL , calcula la masa de producto que contiene.
 - ¿Qué volumen hay que extraer para contar con una masa de producto de 10 g ?

Concentración de disoluciones

- Para soldar se utiliza una aleación de estaño y plomo. El tanto por ciento en masa del plomo es 66 (66%). Si se quiere preparar $2,0 \text{ kg}$ de esta aleación, ¿qué masa de plomo y de estaño se necesitan?
- ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay en 100 mL de una disolución $0,20 \text{ M}$ de este ácido?
Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$; $m_{\text{Na}} = 23,0 \text{ u}$
- Se dispone en el laboratorio de un ácido clorhídrico al 40% con densidad $1,190 \text{ g/cm}^3$.
 - ¿Qué masa tiene un litro de esta disolución?
 - ¿Cuántos moles de HCl hay en 100 mL de esta disolución?
Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ u}$
- Se tienen 100 mL de disolución al 10% en volumen de alcohol etílico, o etanol, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$. Sabiendo que la densidad del etanol puro es de $0,789 \text{ g/cm}^3$, calcula los moles de etanol que hay en la disolución.
Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{C}} = 12,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$
- Es muy habitual en química expresar la concentración molar mediante corchetes; es decir, si queremos referirnos, por ejemplo, a la concentración molar de iones oxonio (H_3O^+) en una disolución, escribimos $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ (el símbolo de molar, M , a veces se omite en esta notación).
En 100 mL de un ácido comercial con $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, calcula la masa de iones oxonio.¹
Constantes: $m_{\text{H}} = 1,0 \text{ u}$; $m_{\text{O}} = 16,0 \text{ u}$
- Una pieza de Zn (s) de $1,96 \text{ g}$ reacciona con ácido sulfúrico (H_2SO_4) $0,275 \text{ M}$ como sigue:

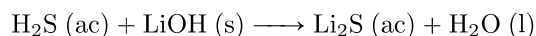


¹ El pH está relacionado con la concentración de iones H_3O^+ .

- a) Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico necesario para completar la reacción.
 b) ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 25 °C y 1 atm se obtendrá?
 c) Calcula la masa de sulfato de cinc, $ZnSO_4$, obtenido.

Constantes: $m_O = 16,0$ u; $m_S = 32,1$ u; $m_{Zn} = 65,4$ u; $R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$

9. Se neutraliza 1,00 L de ácido sulfhídrico 2,00 M con hidróxido de litio según la reacción:



- a) ¿Cuántos gramos de LiOH se consumen en la reacción?
 b) ¿Cuántos litros de agua se producen?

Constantes: $m_H = 1,0$ u; $m_{Li} = 7,0$ u; $m_O = 16,0$ u; $d_{H_2O} = 1,00$ /L

10. Una muestra de aluminio al 45 % reacciona completamente con 200 mL de un ácido clorhídrico con concentración 25 g/L, dando lugar a cloruro de aluminio y H_2 . Calcula:

- a) Qué masa tiene la muestra de aluminio.
 b) Qué volumen ocupa, a 20 °C y 1,0 atm, el dihidrógeno obtenido.

Constantes: $m_H = 1,0$ u; $m_{Al} = 23,0$ u; $m_{Cl} = 35,5$ u; $R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$

11. En una etiqueta de H_2SO_4 se encuentran los siguientes datos: 1,84 g/mL (densidad); 96 %. Calcula el volumen de una disolución de NaOH, de concentración 2,00 M necesarios para neutralizar 10 mL del ácido sulfúrico, en la reacción:



Constantes: $m_H = 1,0$ u; $m_O = 16,0$ u; $m_S = 32,1$ u

12. La gráfica de la muestra la solubilidad de las sales indicadas por cada 100 g de agua en función de la temperatura.

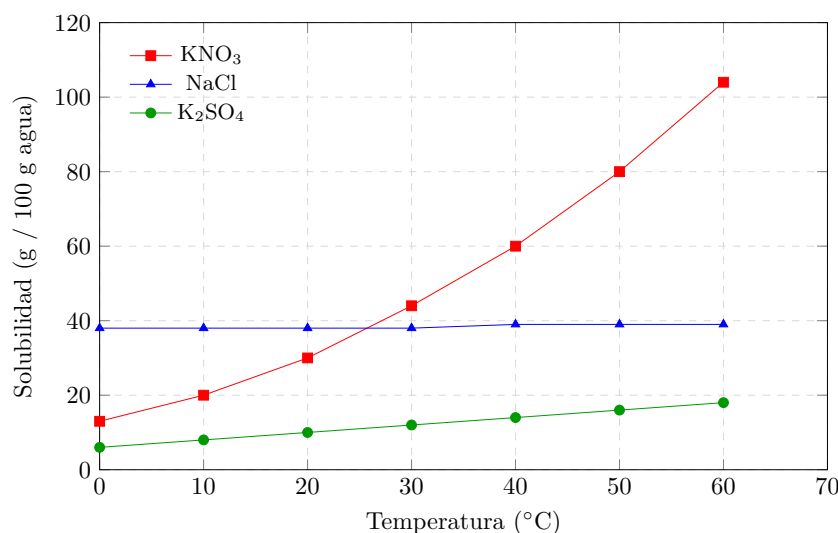


Figura 5.4: Solubilidad medida en gramos de soluto por cada 100 gramos de agua

A partir de la gráfica, determina:

- a) ¿Qué solubilidad tiene el nitrato de potasio (KNO_3) a $50\text{ }^\circ\text{C}$?
- b) Calcula la solubilidad en tanto por ciento en masa del KNO_3 a $40\text{ }^\circ\text{C}$.
- c) ¿Qué masa de KNO_3 se disolverá en 1,0 kg de agua a $50\text{ }^\circ\text{C}$?
- d) ¿Qué masa de agua se necesita para disolver 200 g de KNO_3 a $40\text{ }^\circ\text{C}$?
- e) ¿A qué temperatura tiene el KNO_3 una solubilidad de 20 g/100 g de agua?
- f) ¿Qué masa de KNO_3 precipita si una disolución saturada con 100 g de agua a $50\text{ }^\circ\text{C}$ se enfría hasta $20\text{ }^\circ\text{C}$?
- g) ¿Y si la disolución saturada tuviera 250 g de agua?

Índice general

Física y Química de 3.º de ESO

Contenidos.....	3
Tema 1. Magnitudes físicas.....	5
Medidas y unidades.....	5
Sistema internacional de unidades.....	5
Propagación de errores.....	6
Método de los factores de conversión sucesivos.....	6
Leyes de la física y la química.....	6
Magnitudes fundamentales de mecánica.....	6
Leyes fundamentales de la física.....	7
Notas.....	8
Ejercicios, cuestiones y problemas.....	9
Medidas y unidades.....	9
Leyes de la física y la química.....	11
Tema 2. Teoría atómica de la materia.....	13
Física atómica.....	13
Postulados de la Teoría atómica de Dalton.....	13
Primeros modelos atómicos.....	13
Modelo atómico de Bohr.....	13
Elementos químicos.....	14
Tabla periódica de los elementos.....	14
Isótopos.....	15
Iones.....	15
Ejercicios, cuestiones y problemas.....	16
Física atómica.....	16
Elementos químicos.....	16
Tema 3. Introducción a la química.....	19
Enlace químico.....	19
Regla del octeto.....	19
Sustancias químicas.....	19
Enlace iónico.....	20
Enlace covalente.....	20
Enlace metálico.....	20
Reacciones químicas.....	21
Ecuaciones químicas.....	21
Mol.....	21
Estequiometría.....	21
Formulación.....	22
Formulación inorgánica.....	22
Formulación orgánica.....	23
Ejercicios, cuestiones y problemas.....	25

Enlace químico.....	25
Reacciones químicas.....	26
Formulación.....	27
Tema 4. Teoría cinética de la materia.....	31
Estados de agregación de la materia.....	31
Postulados de la Teoría cinético-molecular.....	31
Cambios de estado.....	31
Estado gaseoso.....	32
Relaciones de proporcionalidad directa y de proporcionalidad inversa.....	32
Leyes de los gases ideales.....	32
Ley de los gases ideales.....	32
Notas.....	33
Ejercicios, cuestiones y problemas.....	34
Estados de agregación de la materia.....	34
Estado gaseoso.....	34
Tema 5. Mezclas y disoluciones.....	37
Mezclas homogéneas.....	37
Tipos de mezclas.....	37
Solute y disolvente.....	37
Concentración de disoluciones.....	38
Unidades de concentración.....	38
Solubilidad.....	38
Ejercicios, cuestiones y problemas.....	39
Mezclas homogéneas.....	39
Concentración de disoluciones.....	39
Enlaces.....	45

Enlaces

Física y Química de 3.º de ESO

[Web del departamento de Física y Química](#)

Tema 1. Magnitudes físicas

[Teorías matemáticas.pdf](#)

[Universidad Nacional Autónoma de México: Caída libre](#)

Tema 2. Teoría atómica de la materia

[Wikipedia: Leyes ponderales o gravimétricas](#)

[PhET: Balloons and Static Electricity](#)

[Physics Aviary: Thomson's Cathode Ray Tube Lab](#)

[PhET: Rutherford Scattering](#)

[Nebraska Astronomy Applet Project: Planetary Orbit Simulator](#)

[PhET: Bending Light](#)

[PhET: Wave on a String](#)

[KCVS: Electromagnetic Spectrum](#)

[Laboratorio virtual de Salvador Hurtado: Espectros atómicos de absorción](#)

[Laboratorio virtual de Salvador Hurtado: Espectros atómicos de emisión](#)

[casanchi.org: Espectros atómicos](#)

[PhET: Models of the Hydrogen Atom](#)

[PatAle: Electron Orbital Simulator](#)

[maheshkurmi.github.io: Bohr Model](#)

[Show Me The Physics: Bohr Transitions](#)

[PhET: Build an Atom](#)

[PhET: Isotopes and Atomic Mass](#)

[The Concord Consortium: Atom and Ion Builder](#)

[Curioseando: La tabla periódica](#)

Tema 3. Introducción a la química

[Curioseando: El sorprendente origen de la tabla periódica](#)

[PhET: Atomic Interactions](#)

[SimBucket: Water Simulation](#)

[Javalab: Ionic Bond](#)

[ChemThink: Ionic Bonding Tutorial](#)

[Javalab: Covalent Bond](#)

[ChemThink: Covalent Bonding Tutorial](#)

[PhET: Build a Molecule](#)

[PhET: Molecule Shapes](#)

[Modelo del gas de electrones.gif](#)

[Departamento de Ciencias del Colegio Alcaste: Ajustar reacciones químicas](#)

Tema 4. Teoría cinética de la materia

[Curioseando: Los estados de la materia](#)

[PhET: States of Matter](#)

[The Concord Consortium: Molecular View of a Solid](#)

[The Concord Consortium: Molecular View of a Liquid](#)

[The Concord Consortium: Molecular View of a Gas](#)

[The Physics Aviary: Thermal Speed Lab](#)

[PhET: Gases Intro](#)

[PhET: Diffusion](#)

[Concepto de presión.gif](#)

[PhET: Gas Properties](#)

[Relación cualitativa entre temperatura, presión, volumen y número de moles.svg](#)

Tema 5. Mezclas y disoluciones

[PhET: Concentration](#)

[PhET: Diffusion](#)

[PhET: Molarity](#)

Bibliografía



Tabla periódica de los elementos

Grupo	1	2	3-10										11	12	13	14	15	16	17	18																																																		
Período	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																				
1	H 1.00797 Hidrógeno	He 4.002602 Helio											Li 6.94 Litio	Be 9.01218 Berilio	B 10.81 Boro	C 12.011 Carbono	N 14.007 Nitrógeno	O 15.9994 Oxígeno	F 18.99840 Fluor	Ne 20.1797 Neón																																																		
2	Na 22.98977 Sodio	Mg 24.305 Magnesio	Al 26.98154 Aluminio	Si 28.085 Silicio	P 30.97376 Fósforo	S 32.065 Azufre	Cl 35.453 Cloro	Ar 39.948 Argón	K 39.0983 Potasio	Ca 40.078 Calcio	Sc 44.95591 Escandio	Ti 47.88 Titanio	V 50.9415 Vanadio	Cr 51.9961 Cromo	Mn 54.93804 Manganeso	Fe 55.845 Hierro	Co 58.93319 Cobalto	Ni 58.6934 Níquel	Cu 63.546 Cobre	Zn 65.38 Zinc	Ga 69.723 Galio	Ge 72.630 Germanio	As 74.92160 Arsénico	Se 78.971 Selenio	Br 79.904 Bromo	Kr 83.796 Kriptón																																												
3	Rb 85.4678 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.90584 Yttrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.90637 Níobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc 98 Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.9055 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.8682 Plata	Cd 112.414 Cadmio	In 114.818 Indio	Sn 118.710 Estaño	Sb 121.760 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.9045 Yodo	Xe 131.293 Xenón	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio																																				
4	K 39.0983 Potasio	Ca 40.078 Calcio	Sc 44.95591 Escandio	Ti 47.88 Titanio	V 50.9415 Vanadio	Cr 51.9961 Cromo	Mn 54.93804 Manganeso	Fe 55.845 Hierro	Co 58.93319 Cobalto	Ni 58.6934 Níquel	Cu 63.546 Cobre	Zn 65.38 Zinc	Ga 69.723 Galio	Ge 72.630 Germanio	As 74.92160 Arsénico	Se 78.971 Selenio	Br 79.904 Bromo	Kr 83.796 Kriptón	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.90584 Yttrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.90637 Níobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc 98 Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.9055 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.8682 Plata	Cd 112.414 Cadmio	In 114.818 Indio	Sn 118.710 Estaño	Sb 121.760 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.9045 Yodo	Xe 131.293 Xenón	Sr 137.327 Estroncio	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio																		
5	Rb 85.4678 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.90584 Yttrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.90637 Níobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc 98 Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.9055 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.8682 Plata	Cd 112.414 Cadmio	In 114.818 Indio	Sn 118.710 Estaño	Sb 121.760 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.9045 Yodo	Xe 131.293 Xenón	Sr 137.327 Estroncio	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio	Rb 85.4678 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.90584 Yttrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.90637 Níobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc 98 Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.9055 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.8682 Plata	Cd 112.414 Cadmio	In 114.818 Indio	Sn 118.710 Estaño	Sb 121.760 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.9045 Yodo	Xe 131.293 Xenón	Sr 137.327 Estroncio	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio
6	Cs 132.9055 Cesio	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio	Rb 85.4678 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.90584 Yttrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.90637 Níobio	Mo 95.95 Molibdeno	Tc 98 Tecnecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 102.9055 Rodio	Pd 106.42 Paladio	Ag 107.8682 Plata	Cd 112.414 Cadmio	In 114.818 Indio	Sn 118.710 Estaño	Sb 121.760 Antimonio	Te 127.60 Telurio	I 126.9045 Yodo	Xe 131.293 Xenón	Cs 132.9055 Cesio	Ba 137.327 Bario	La 138.9055 Lantano	Ce 140.116 Cerio	Pr 140.9077 Praseodimio	Nd 144.242 Neodimio	Pm 145 Prometio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.964 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.9254 Terbio	Dy 162.500 Disprosio	Ho 164.9303 Holmio	Er 167.259 Erbio	Tm 168.9342 Tulio	Yb 173.045 Ytterbio	Lu 174.967 Lutecio																		
7	Fr 223 Francio	Ra 226 Radio	Ac 227 Actinio	Th 232 Torio	Pa 231 Protactinio	U 238 Uranio	Np 237 Neptunio	Pu 244 Plutonio	Am 243 Americio	Cm 247 Curcio	Bk 247 Berkelio	Cf 251 Californio	Es 252 Einsteinio	Fm 257 Fermio	Md 258 Mendelevio	No 259 Nobelio	Og 294 Oganesson	Fr 223 Francio	Ra 226 Radio	Ac 227 Actinio	Th 232 Torio	Pa 231 Protactinio	U 238 Uranio	Np 237 Neptunio	Pu 244 Plutonio	Am 243 Americio	Cm 247 Curcio	Bk 247 Berkelio	Cf 251 Californio	Es 252 Einsteinio	Fm 257 Fermio	Md 258 Mendelevio	No 259 Nobelio	Og 294 Oganesson	Fr 223 Francio	Ra 226 Radio	Ac 227 Actinio	Th 232 Torio	Pa 231 Protactinio	U 238 Uranio	Np 237 Neptunio	Pu 244 Plutonio	Am 243 Americio	Cm 247 Curcio	Bk 247 Berkelio	Cf 251 Californio	Es 252 Einsteinio	Fm 257 Fermio	Md 258 Mendelevio	No 259 Nobelio	Og 294 Oganesson																			

Masa atómica, *A*
Símbolo
Nombre
Número atómico

Electronegatividad (Pauling)
1ª Energía de ionización (kJ mol⁻¹)
Radio atómico/*A* (calculado)
Densidad/(g cm⁻³) (STP)
Temperatura de fusión
Temperatura de ebullición

Condición de agregación
Estado de oxidación más común

Legenda

- Metal alcalinos
- Metal alcalinoteros
- Metal de transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Otros metales
- Semimetálicos
- No metales
- Halógenos
- Gases nobles
- Estado de agregación (STP)
- Sólido
- Líquido
- Disociado

Notas

- Condiciones estándar de presión y temperatura (STP): 0 °C, 101 Pa
- 1 °V = 96485.34 mol⁻¹
- 8.988E-5 = 8.988 · 10⁻⁵
- 1 Å = 1 · 10⁻¹⁰ m

Tabla de constantes físicas

Constante	(Nombre)	Constante	(Nombre)
$G = 6,67430 \cdot 10^{-11} \text{ N m}^2 \text{ kg}^{-2}$	(Constante de gravitación universal)	$h = 6,62607015 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$	(Constante de Planck)
$M_{\odot} = 1,9885 \cdot 10^{30} \text{ kg}$	(Masa solar)	\hbar (h barra) $= \frac{h}{2\pi} = 1,05457182 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$	
$R_{\odot} = 6,9570 \cdot 10^8 \text{ m}$	(Radio solar)	$b = 2,8976 \cdot 10^{-3} \text{ m K}$	(Constante de desplazamiento de Wien)
$M_{\oplus} = 5,97237 \cdot 10^{24} \text{ kg}$	(Masa terrestre)	$\sigma = 5,670374419 \cdot 10^{-8} \text{ W m}^{-2} \text{ K}^{-4}$	(Constante de Stefan-Boltzmann)
$R_{\oplus} = 6,3710 \cdot 10^6 \text{ m}$	(Radio medio terrestre)	$E_{iH} = 13,598598443 \text{ eV}$	(Energía de ionización del H)
$r_{\oplus} = 1,4959787 \cdot 10^{11} \text{ m}$	(Radio orbital medio terrestre)	$r_1 = 5,2918 \cdot 10^{-11} \text{ m}$	(Radio de Bohr)
$g = G \frac{M_{\oplus}}{R_{\oplus}^2} = 9,80665 \text{ m s}^{-2}$	(Campo gravitatorio terrestre estándar)	$R_1 = 1,2 \cdot 10^{-15} \text{ m}$	(Radio del núcleo de H-1)
$K_0 = 8,98755179 \cdot 10^9 \text{ N m}^2 \text{ C}^{-2}$	(Constante de Coulomb en el vacío)	$N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	(Constante de Avogadro)
$\epsilon_0 = (4\pi K_0)^{-1} =$ $= 8,85418781 \cdot 10^{-12} \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2} \text{ C}^2$	(Permitividad eléctrica en el vacío)	$u = N_A^{-1} \text{ mol g} = 1,66053907 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	(Unidad de masa atómica)
$\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ N A}^{-2}$	(Permeabilidad magnética en el vacío)	$F = N_A e = 96485,3321 \text{ C mol}^{-1}$	(Constante de Faraday)
$c = (\epsilon_0 \mu_0)^{-\frac{1}{2}} = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$	(Velocidad de la luz en el vacío)	$k = 1,380649 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$	(Constante de Boltzmann)
$e = 1,602176634 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	(Carga elemental)	$R = N_A k = 8,314463 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} =$ $= 0,08205737 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$	(Constante de los gases ideales)
$m_{e^-} = 9,1093837015 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	(Masa del electrón)	$\text{atm} = 101325 \text{ Pa}$	(Presión atmosférica a nivel del mar)
$m_{p^+} = 1,6726219237 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	(Masa del protón)	$v_s = 343 \text{ m s}^{-1}$	(Velocidad del sonido en el aire a 20 °C)
$m_n = 1,6749274980 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	(Masa del neutrón)	$I_0 = 10^{-12} \text{ W m}^{-2}$	(Intensidad umbral mínima)

