

4º E.S.O.

FÍSICA Y QUÍMICA

5. REACCIONES QUÍMICAS



R. Artacho
Dpto. de Física
y Química

Índice**CONTENIDOS**

1. La reacción química: cómo se produce · 2. La energía en las reacciones químicas · 3. La velocidad de las reacciones químicas · 4. La cantidad de sustancia. El mol · 5. Cálculos en las reacciones químicas

CRITERIOS DE EVALUACIÓN**ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE**

1. Comprender el mecanismo de una reacción química y deducir la ley de conservación de la masa a partir del concepto de la reorganización atómica que tiene lugar.

1.1. Interpreta reacciones químicas sencillas utilizando la teoría de colisiones y deduce la ley de conservación de la masa.

2. Razonar cómo se altera la velocidad de una reacción al modificar alguno de los factores que influyen sobre la misma, utilizando el modelo cinético-molecular y la teoría de colisiones para justificar esta predicción.

2.1. Predice el efecto que sobre la velocidad de reacción tienen: la concentración de los reactivos, la temperatura, el grado de división de los reactivos sólidos y los catalizadores.

2.2. Analiza el efecto de los distintos factores que afectan a la velocidad de una reacción química ya sea a través de experiencias de laboratorio o mediante aplicaciones virtuales interactivas en las que la manipulación de las distintas variables permita extraer conclusiones.

3. Reconocer los grupos funcionales presentes en moléculas de especial interés.

3.1. Determina el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química analizando el signo del calor de reacción asociado.

Índice

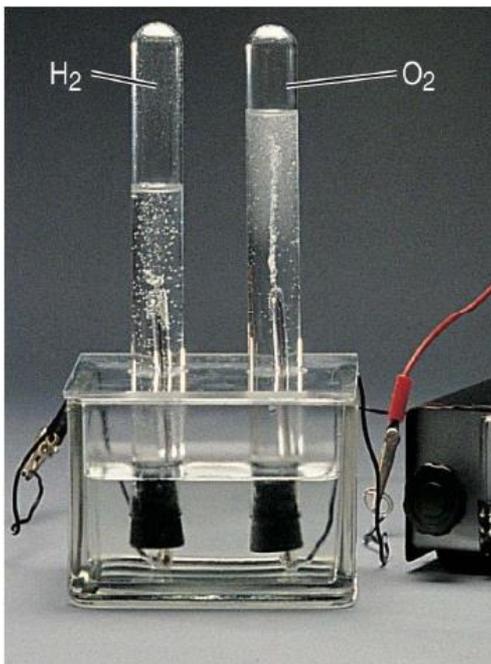
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE
4. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.	4.1. Realiza cálculos que relacionen la cantidad de sustancia, la masa atómica o molecular y la constante del número de Avogadro.
5. Realizar cálculos estequiométricos con reactivos puros suponiendo un rendimiento completo de la reacción, partiendo del ajuste de la ecuación química correspondiente.	5.1. Interpreta los coeficientes de una ecuación química en términos de partículas, moles y, en el caso de reacciones entre gases, en términos de volúmenes. 5.2. Resuelve problemas, realizando cálculos estequiométricos, con reactivos puros y suponiendo un rendimiento completo de la reacción, tanto si los reactivos están en estado sólido como en disolución.

1. La reacción química: cómo se produce

Reactivos



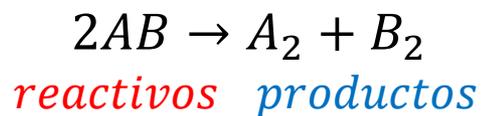
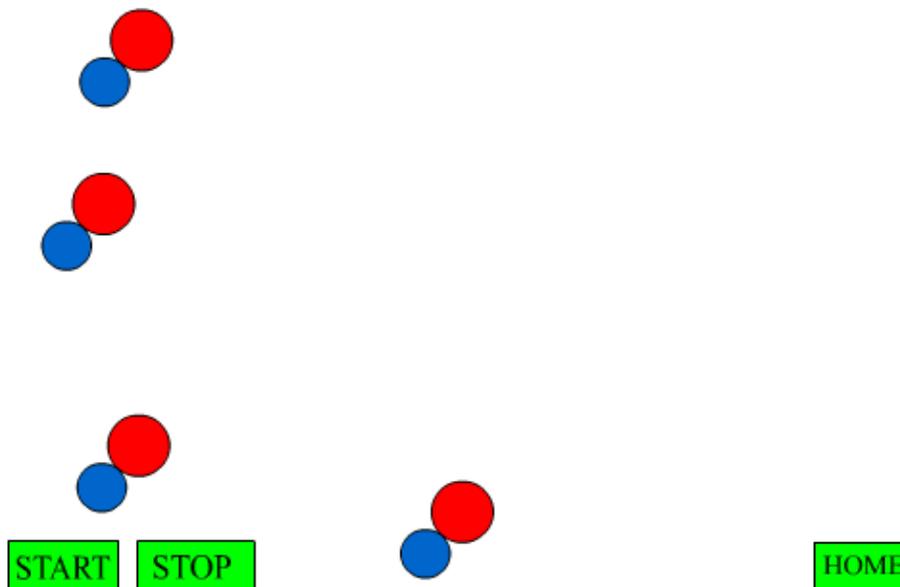
Productos





1. La reacción química: cómo se produce

1.1. La teoría de las colisiones



1. La reacción química: cómo se produce

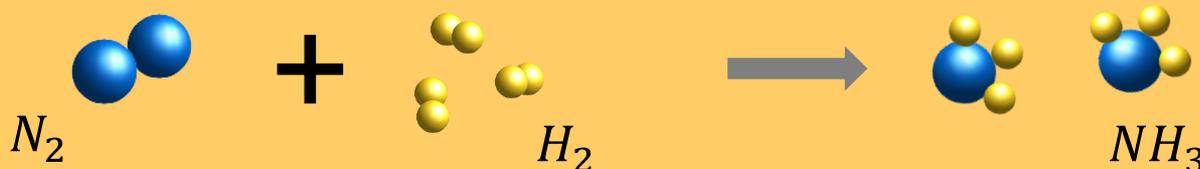
ACTIVIDADES

1. El gas hidrógeno reacciona con el gas cloro para dar cloruro de hidrógeno. Observa la siguiente representación para las distintas sustancias:



- Explica el proceso representado en este esquema en términos de la teoría de las colisiones.
- Representa ahora qué le ocurre a cada una de las partículas.

2. El esquema siguiente representa la reacción en la que el gas hidrógeno reacciona con el gas nitrógeno para dar amoníaco:



- Explícalo en términos de la teoría de colisiones.
- Razona que ocurrirá si solo hubiese una molécula de nitrógeno y dos de hidrógeno.
- ¿Y si solo hubiese una molécula de N₂ y una de H₂?

1. La reacción química: cómo se produce

Lo que cambia y lo que se conserva en las reacciones

- ☞ En una reacción química los átomos que formaban parte de los reactivos se *recolocan* para dar lugar a los productos.
- ☞ Las moléculas de los reactivos deben estar en una determinada proporción.

En una reacción química	
Se conserva	Cambia
<ul style="list-style-type: none"> • El número de átomos de cada elemento. • La masa 	<ul style="list-style-type: none"> • La fórmula química de las sustancias. • El número de moléculas (en la mayoría de los casos).

- ☞ En 1772 Antoine-Laurent Lavoisier estableció la **ley de conservación de la masa**:

En una reacción química, la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. La masa total de los reactivos coincide con la masa de los productos.

1. La reacción química: cómo se produce

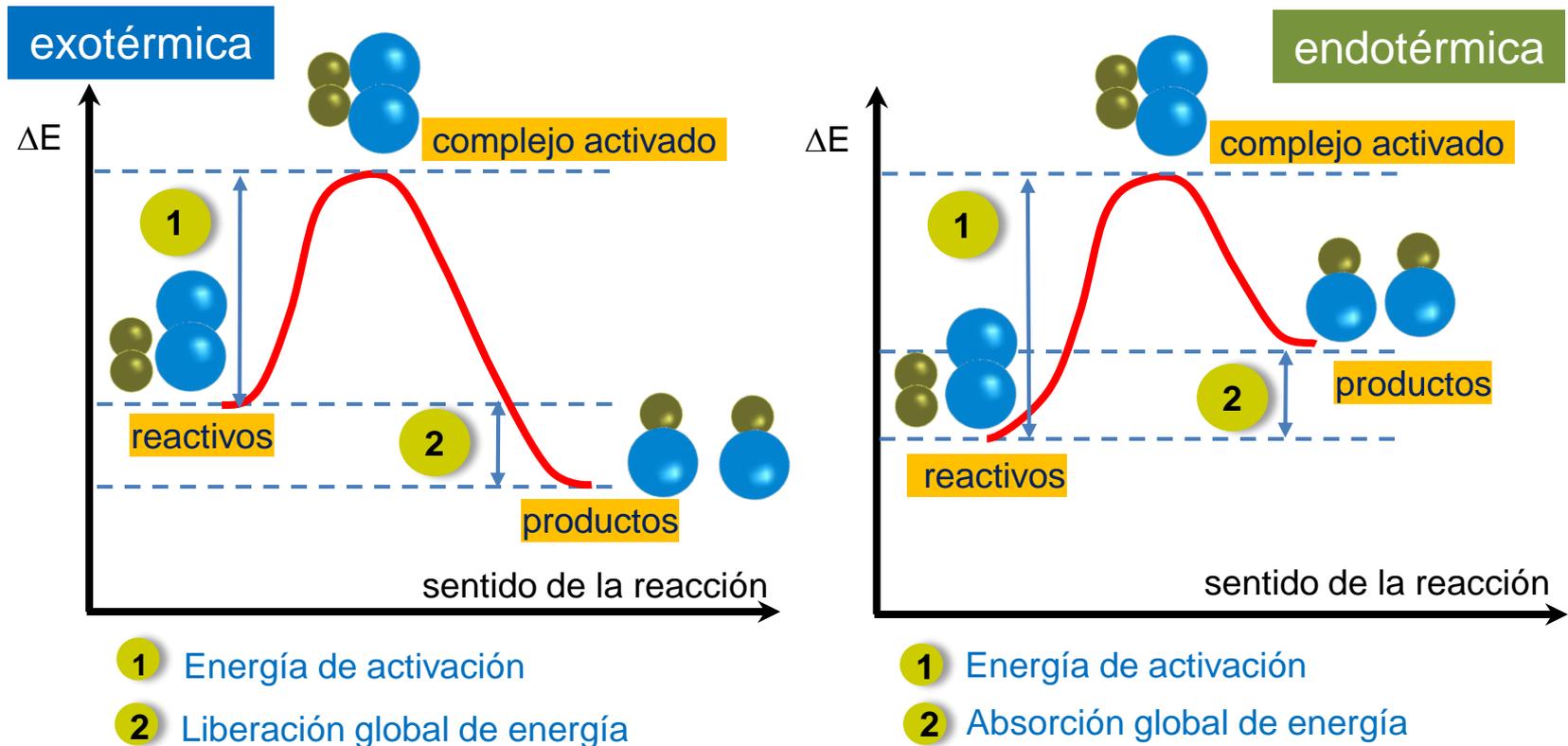
ACTIVIDADES

- 3. Se comprueba que 28 g de gas nitrógeno reaccionan exactamente con 6 g de gas hidrógeno para dar amoníaco.**
- ¿Cuántos gramos de amoníaco se han formado?
 - Si se introducen 28 g de gas nitrógeno y 28 g de gas hidrógeno, ¿qué cantidad de amoníaco se forma?
 - Si se introducen 6 g de gas nitrógeno y 6 g de gas hidrógeno, ¿qué cantidad de gas amoníaco se forma?

2. La energía en las reacciones químicas

2.1. ¿A qué se debe la energía absorbida o liberada en una reacción química?

- Prácticamente todas las reacciones químicas suelen ir acompañadas de una absorción o desprendimiento de energía (casi siempre en forma de calor).
- Se debe al balance energético entre la energía requerida para romper enlaces y la liberación en la formación de los nuevos.



ACTIVIDADES

- 4. Elabora un gráfico que represente la variación de energía en los siguientes procesos:**
- Descomposición del HCl en Cl_2 y H_2 .
 - Formación de H_2O a partir del H_2 y del O_2 .
- 5. Razona por qué estos procesos son exotérmicos:**
- Combustión de la madera.
 - Asado de carne.

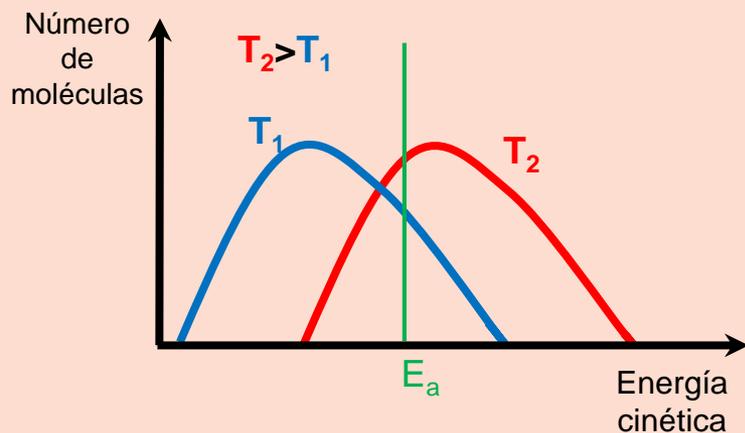
Liberación global de energía

3. La velocidad de las reacciones químicas

Se denomina **velocidad** de una reacción química a la rapidez con que los reactivos se transforman en productos.

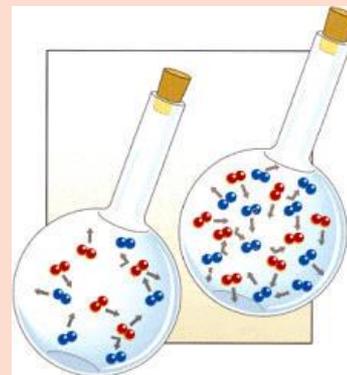
Factores que influyen en la velocidad de reacción:

La temperatura



Al incrementarse la temperatura, aumenta la energía cinética media y el número de moléculas que alcanza la energía de activación.

La concentración

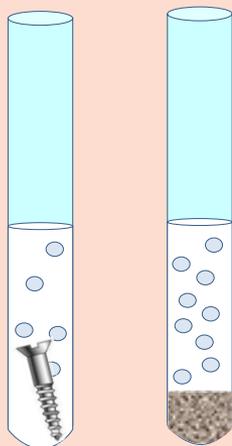


Según la TCM, el número de choques entre las moléculas reactivas es proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos, al aumentar dicha concentración, aumentará la velocidad de reacción.

3. La velocidad de las reacciones químicas

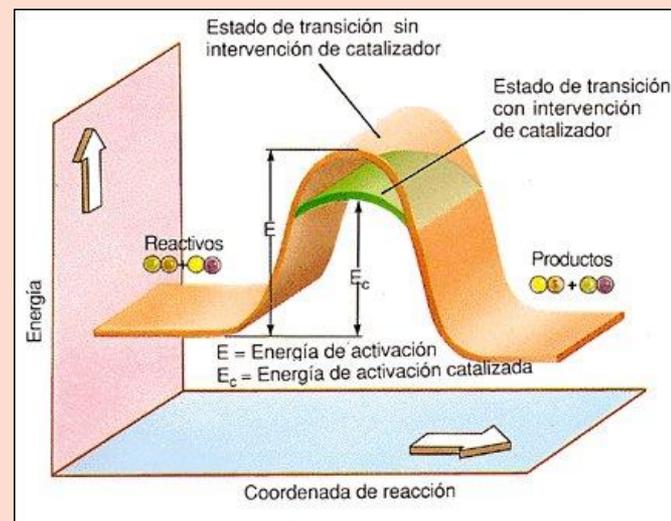
Factores que influyen en la velocidad de reacción:

La superficie de contacto



En las reacciones heterogéneas los reactivos están en fases diferentes, y dado que la reacción sólo tiene lugar en la superficie de contacto, la velocidad de reacción depende directamente del tamaño de esta área. Por ese motivo los reactivos sólidos se suelen triturar.

Los catalizadores



Los catalizadores son sustancias que modifican notablemente la velocidad de las reacciones sin que ellos experimenten variación química alguna y sin que aumente la cantidad del producto formado. Su acción se llama **catálisis**.

4.1. Mol de átomos y número de Avogadro

- ☞ La masa de un átomo es la suma de las masas de las partículas que lo forman: protones, neutrones y electrones.
- ☞ A escala atómica se utiliza una unidad de masa, u , que coincide, aproximadamente, con la masa de un protón o un neutrón.
- ☞ Como la masa de un electrón es muy pequeña, se puede considerar que la masa de un átomo, en unidades atómicas, coincide con la suma del número de protones y neutrones.
- ☞ En el laboratorio se manejan unidades del orden del gramo.

Un **mol de átomos** es la cantidad de un elemento equivalente a la que indica su masa atómica en u , pero expresada en gramos. El mol es la unidad del SI de la magnitud cantidad de sustancia.

En 1811 Amadeo Avogadro estableció la siguiente hipótesis:

En un mol de cualquier sustancia hay el mismo número de partículas:

$$6,022 \cdot 10^{23}$$

Se llama **número de Avogadro (N_a)**.

4.2. Mol de una sustancia

Un **mol de una sustancia** es la cantidad que resulta a partir de los moles de los elementos que la forman en las cantidades que indica su fórmula química.

Ejemplo: 1 mol de agua (H_2O) contiene 2 moles de H y 1 mol de O.

Llamamos **masa molar** (M) a la masa de un mol de una sustancia.

Ejemplo: $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g}$

Si la sustancia forma moléculas, en 1 mol de la sustancia hay $6,022 \cdot 10^{23}$ (Na) moléculas.

- En escala molécula, los subíndices de la fórmula de un compuesto indican los átomos de cada elemento que forman una molécula.
- En escala mol, los subíndices de la fórmula de un compuesto indican los moles de átomos de cada elemento que forman 1 mol de compuesto.

Ejemplos resueltos

1. a) Un átomo de aluminio tiene una masa de 27 u. ¿Cuántos gramos son 3 mol de aluminio? b) Si tenemos un bloque de 100 g de aluminio ¿cuántos moles de aluminio tenemos?

a) Si 1 átomo de Al = 27 u, 1 mol de Al = 27 g, por tanto:

$$3 \cancel{\text{ mol Al}} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \cancel{\text{ mol Al}}} = 81 \text{ g de Al}$$

b)

$$100 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}}}{27 \text{ g Al}} = 3,7 \text{ mol Al}$$

4. Medida de la cantidad de sustancia. El mol

Ejemplos resueltos

2. Tenemos 30 g de amoníaco, NH_3 . ¿Cuántos moles de NH_3 tenemos?
¿Cuántas moléculas de NH_3 ? Datos: $M(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$30 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} = 1,76 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$1,76 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 1,06 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } \text{NH}_3$$

4. Medida de la cantidad de sustancia. El mol

Ejemplos resueltos

3. Tenemos 30 g de amoníaco, NH_3 . ¿Cuántos moles de H tenemos? ¿Cuántos átomos de H? ¿Cuántos gramos de H? Datos: $M(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$30 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} = 1,76 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$1,76 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 5,28 \text{ mol } \text{H}$$

$$5,28 \text{ mol } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}}} = 3,18 \cdot 10^{23} \text{ átomos } \text{H}$$

$$30 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \cdot \frac{3 \cdot 1 \text{ g } \text{H}}{17 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} = 5,29 \text{ g } \text{H}$$

Ejemplos resueltos

4. Cuántos gramos de NH_3 necesitamos para tener 5 g de H? Datos: M (N) = 14 u; M (H) = 1 u.

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

$$5 \cancel{\text{ g H}} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{3 \cdot 1 \cancel{\text{ g H}}} = 28,33 \text{ g NH}_3$$

ACTIVIDADES

6. Responde a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de aluminio?
- Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de aluminio, ¿cuántos gramos de aluminio hay?

Datos: $M(\text{Al}) = 22 \text{ u}$.

7. Contesta:

- ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de plomo?
- Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo hay?

Datos: $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ u}$.

8. Tenemos 66 g de CO_2 .

- ¿Cuántos moles de CO_2 hay?
- ¿Cuántos moles de O hay?
- ¿Cuántos átomos de C hay?
- ¿Cuántos gramos de O hay?
- ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

4.3. Concentración molar de las disoluciones. Molaridad

- ☞ Una **disolución** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- ☞ A la que está en mayor proporción se le llama **disolvente**, y a la que está en menor proporción se le llama **soluto** (puede haber varios).

Disolvente	Soluto	Disolución	Ejemplo	
Gas	Gas	Gas	<i>Aire</i>	
			Disolvente: N ₂	Solutos: O ₂ , CO ₂ , Ar
Líquido	Líquido	Líquido	<i>Vino</i>	
			Disolvente: agua	Soluto: alcohol
Líquido	Sólido	Líquido	<i>Agua de mar</i>	
			Disolvente: agua	Solutos: NaCl, KCl
Sólido	Sólido	Sólido	<i>Bronce</i>	
			Cobre: > 80 %	Estaño: < 20 %

4.3. Concentración molar de las disoluciones. Molaridad

- ☞ La concentración de una disolución indica la proporción en la que se encuentra el soluto en la mezcla.
- ☞ La **molaridad (M)** de una disolución indica los moles de soluto por litro de disolución:

$$M = \frac{n \text{ (moles de soluto)}}{V \text{ (L de disolución)}}$$

Se expresa en mol/L, abreviado: M. Se pronuncia “molar”.

Ejemplo resuelto

a) ¿Cuál es la molaridad de una disolución que se prepara disolviendo 5 g de CaCl_2 en agua hasta un volumen de 100 mL?

b) ¿Qué cantidad de soluto hay en 15 mL de disolución?

Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ u}$; $M(\text{Cl}_2) = 35,45 \text{ u}$.

$$a) \quad M(\text{CaCl}_2) = 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 111 \text{ g/mol}$$

$$5 \text{ g } \cancel{\text{CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaCl}_2}{111 \text{ g } \cancel{\text{CaCl}_2}} = 0,045 \text{ mol } \text{CaCl}_2$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,045 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,45 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \mathbf{0,45 \text{ M}}$$

b)

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,45 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \cdot 0,015 \cancel{\text{L}} = \mathbf{6,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

ACTIVIDADES

9. Queremos preparar 250 mL de una disolución acuosa de cloruro de calcio 1,5 M. Calcula qué cantidad de soluto se necesita.

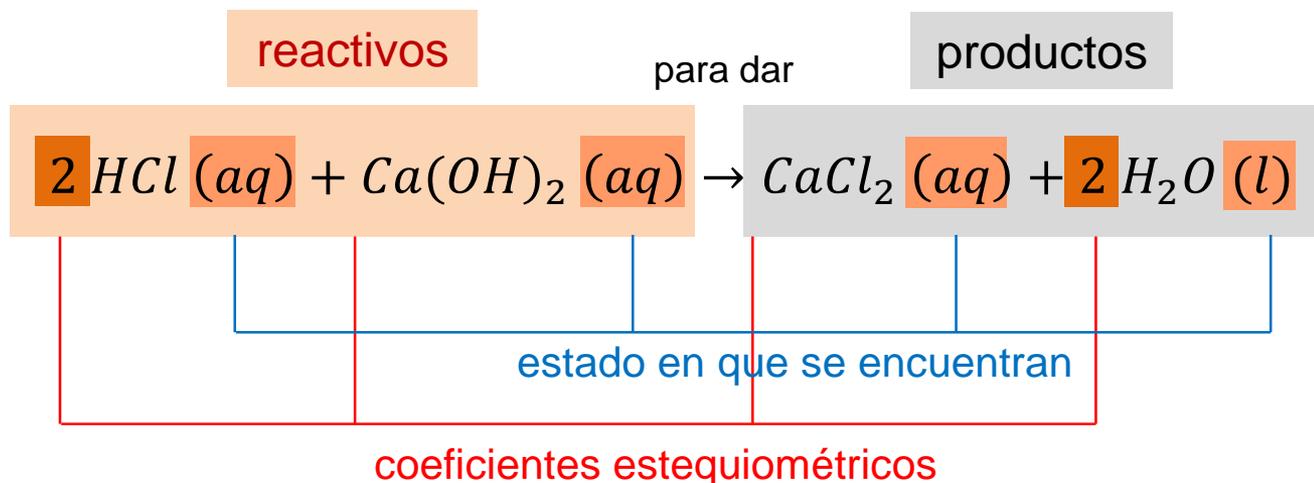
Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ u}$; $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$.

10. Calcula el volumen de disolución de ácido clorhídrico 1,25 M que debemos usar para tener 0,5 mol de ácido.

5. Cálculos en las reacciones químicas

5.1. La ecuación química

☞ La **ecuación química** es la representación simbólica de una reacción.



- **Reactivos:** sustancias que reaccionan. Se escriben a la izquierda.
- **Productos:** Sustancias que se obtienen. Se escriben a la derecha.
- **Flecha:** Se lee “para dar”.
- **Coeficientes estequiométricos:** Números que indican la proporción en que se combinan los moles de las sustancias. Si es 1 no se escribe.
- **Estado líquido:** sólido (s), líquido (l), gas (g) o en disolución (aq).

5.2. Ajuste de la ecuación química

- ☞ Ajustar una reacción química es encontrar los coeficientes de cada una de las sustancias en la reacción.
- ☞ Debemos tener en cuenta la ley de conservación de la masa.
- ☞ La teoría de las colisiones explica que en una reacción química los átomos se recolocan. Por ellos debe aparecer el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos que en los productos.

5. Cálculos en las reacciones químicas

Ejemplo resuelto

Escribe la ecuación química de la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio para dar cloruro de calcio y agua.

Pasos a seguir...	Ejemplo...
1. Se escribe la ecuación química	$HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
2. Se empieza ajustando los elementos que solo están en un compuesto, por ejemplo el Cl.	$2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
3. De forma similar, se ajusta el Ca.	$2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
4. Ahora ajustamos el O.	$2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2 H_2O$
5. Por último, ajustamos el H.	$2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2 H_2O$
6. Comprobamos que con estos coeficientes, todos los elementos están ajustados.	$2 HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2 H_2O$

ACTIVIDADES

11. Escribe la ecuación química ajustada de las siguientes reacciones:

- Nitrógeno + Hidrógeno para dar amoníaco.
- Hierro + oxígeno para dar óxido de hierro (III).
- Carbono + oxígeno para dar monóxido de carbono.

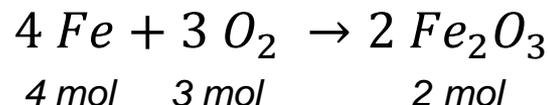
5.3. Cálculos estequiométricos

Ejemplos resueltos

1. El hierro se oxida en contacto con el oxígeno dando óxido de hierro (III). Si se oxidan 5 g de limaduras de hierro, ¿cuántos gramos de óxido de hierro (III) se forman?

Datos: $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$; $M(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$.

Escribimos la reacción ajustada y debajo escribimos los datos que se aportan:



Realizamos los cálculos: $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16 = 159,7 \text{ g/mol}$

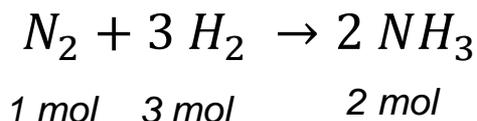
$$5 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Fe}} = 0,045 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

$$0,045 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 7,19 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

5.3. Cálculos estequiométricos

Ejemplos resueltos

2. En una ocasión se han obtenido 15 L de gas amoníaco a partir de nitrógeno y de hidrógeno. Calcula cuántos litros de gas nitrógeno y de gas hidrógeno se han debido combinar si todos los gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Como todos los gases están a la misma presión y temperatura, la proporción en volumen es la misma que la proporción en mol.

$$15 \cancel{L NH_3} \cdot \frac{1 L N_2}{2 \cancel{L NH_3}} = 7,5 L N_2$$

$$15 \cancel{L NH_3} \cdot \frac{3 L H_2}{2 \cancel{L NH_3}} = 22,5 L H_2$$

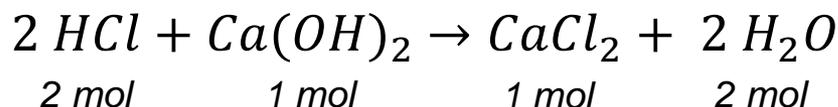
5.3. Cálculos estequiométricos

Ejemplos resueltos

3. El ácido clorhídrico reacciona con el hidróxido de calcio para dar cloruro de calcio y agua. En un recipiente tenemos 50 mL de disolución de hidróxido de calcio 0,5 M. Calcular:

- La cantidad de cloruro de calcio, en gramos, que se puede obtener.
- El volumen de una disolución de ácido clorhídrico 0,25 M que se necesita para reaccionar con el hidróxido de calcio.

Datos: M (Ca) = 40,1 u; M (Cl) = 35,5 u.



$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,025 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$0,025 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 0,025 \text{ mol CaCl}_2$$

5. Cálculos en las reacciones químicas

$$0,025 \text{ mol } \cancel{\text{Ca(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{Ca(OH)}_2} = 0,05 \text{ mol HCl}$$

a) $M(\text{CaCl}_2) = 40,1 + 2 \cdot 35,5 = 111,1 \text{ g/mol}$

$$0,025 \text{ mol } \cancel{\text{CaCl}_2} \cdot \frac{111,1 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CaCl}_2}} = 2,78 \text{ g CaCl}_2$$

b)

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,25 \text{ mol/L}} = 0,2 \text{ L} = 200 \text{ mL}$$

ACTIVIDADES

12. El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. Cuando se quema con oxígeno, forma dióxido de carbono y agua.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula la masa del dióxido de carbono que se obtiene cuando se quema 1 kg de metano.
- Calcula la masa de oxígeno que hace falta para quemar 1 kg de metano.

Datos: $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

13. El carbono puede arder en presencia de gas oxígeno dando CO . Calcula cuántos litros de oxígeno había en un recipiente si, al quemar carbón, se obtuvieron 30 L de CO (igual presión y temperatura en el proceso).

14. El cinc reacciona con el ácido clorhídrico dando cloruro de cinc y gas hidrógeno:

- ¿Cuántos moles de gas hidrógeno se desprenden con 5 kg de cinc?
- ¿Qué volumen de disolución de HCl 5 M se consumen?

Datos: $M(\text{Zn}) = 63,38 \text{ u}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$