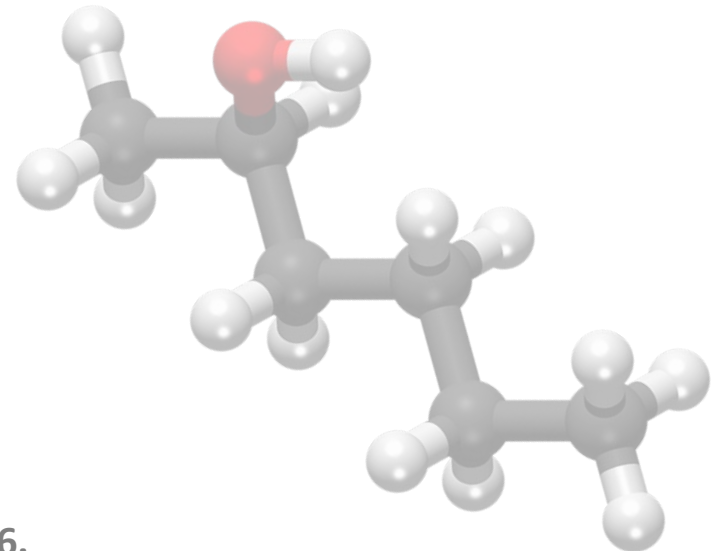
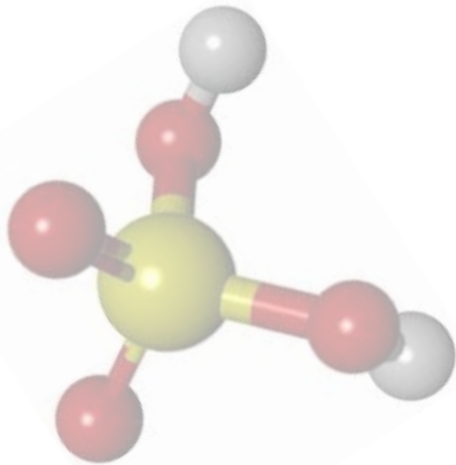


Química
Grado en Biología



Tema 1. Estequiometría



Teresa Fresno García

Facultad de Ciencias (Edif. Ciencias). Módulo 10-406.

teresa.fresno@uam.es

Contenidos del tema 1:

1. Medidas y cálculos en Química

- Sistema internacional de unidades
- Factores de conversión
- Incertidumbre en las medidas científicas
- Cifras significativas

2. Reacciones y ecuaciones químicas

- Ajuste
- Condiciones de la reacción

3. Información cuantitativa en una ecuación química

- Reactivo limitante
- Rendimiento de una reacción

4. Ajuste redox

Repaso (por vuestra cuenta)

- Operaciones matemáticas básicas.
- Estado y propiedades de la materia.
- Clasificación de la materia según su composición. Átomos, moléculas e iones.
- Formulación inorgánica.
- Pesos atómicos y moleculares
- Número de Avogadro. El mol. Molaridad.
- Leyes fundamentales de la Química.
Ley de la conservación de la masa. Ley de la composición definida o constante (Proust). Ley de las proporciones múltiples (Dalton). Teoría atómica de Dalton. Ley de los volúmenes de combinación. Hipótesis de Avogadro.
- Composición centesimal. Fórmula empírica y fórmula verdadera.

Todos estos conocimientos se aplican a lo largo de todo el curso, por lo que es importante dominarlos para avanzar en la asignatura.

1. Medidas y cálculos en Química

La Química es una ciencia **cuantitativa** → expresamos las propiedades de la materia como magnitudes que se determinan a través de **mediciones**

Medida: número + unidad



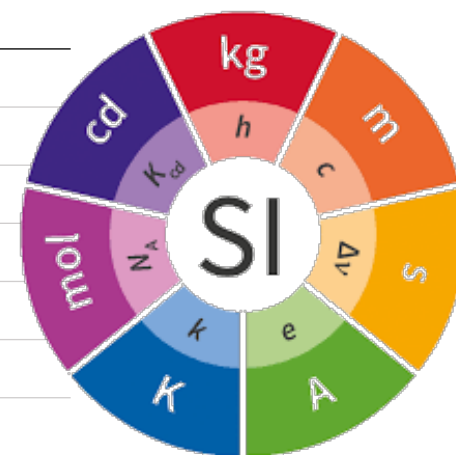
Sistema Internacional de Unidades (SI)

Es el sistema establecido por la Oficina Internacional de Pesas y Medidas ([BIPM](#))
De uso obligatorio en la UE

Todas las unidades del SI derivan de los valores de 7 constantes definitorias:



Constante definitoria	Valor numérico	Unidad
Frecuencia hiperfina del Cs, $\Delta\nu_{\text{Cs}}$	9 192 631 770	Hz
Velocidad de la luz en el vacío, c	299 792 458	m s^{-1}
Constante de Planck, h	$6.626\,070\,15 \times 10^{-34}$	J s
Carga elemental, e	$1.602\,176\,634 \times 10^{-19}$	C
Constante de Boltzmann, k	$1.380\,649 \times 10^{-23}$	J K^{-1}
Constante de Avogadro, N_A	$6.022\,140\,76 \times 10^{23}$	mol^{-1}
Eficacia luminosa, K_{cd}	683	lm W^{-1}



1. Medidas y cálculos en Química

Sistema Internacional de Unidades (SI)

El SI tiene **7 unidades básicas**, asociadas a 7 magnitudes:



Magnitud	Unidad (símbolo)
tiempo	segundo (s)
longitud	metro (m)
masa	kilogramo (kg)
corriente eléctrica	amperio (A)
temperatura	kelvin (K)
cantidad de sustancia	mol (mol)
intensidad luminosa	candela (cd)

1. Medidas y cálculos en Química



Sistema Internacional de Unidades (SI)

Todas las demás magnitudes se consideran **magnitudes derivadas** y se miden en **unidades derivadas** y se pueden expresar en función de unidades básicas.

Existen veintidós unidades derivadas que aceptadas por el SI, pero aquí solo recogemos algunas de las más empleadas:

Magnitud	Unidad (símbolo)	Expresión en función de unidades básicas
fuerza	newton (N)	kg m s^{-2}
presión, tensión	pascal (Pa)	$\text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
energía, trabajo, cantidad de calor	julio (J)	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
potencia	watio (W)	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-3}$
carga eléctrica	culombio (C)	A s
diferencia de potencial eléctrico	voltio (V)	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-3} \text{A}^{-1}$
temperatura Celsius	grado Celsius ($^{\circ}\text{C}$)	K

1. Medidas y cálculos en Química

Sistema Internacional de Unidades (SI)



Cuando se necesita expresar magnitudes muy grandes o muy pequeñas, cualquier unidad del SI puede llevar un prefijo que indica un múltiplo o submúltiplo de la unidad a la que acompaña. Estos son los prefijos del SI:

Factor	Nombre	Símbolo	Factor	Nombre	Símbolo
10^1	deca	da	10^{-1}	deci	d
10^2	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10^3	kilo	k	10^{-3}	milli	m
10^6	mega	M	10^{-6}	micro	μ
10^9	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^{12}	tera	T	10^{-12}	pico	p
10^{15}	peta	P	10^{-15}	femto	f
10^{18}	exa	E	10^{-18}	atto	a
10^{21}	zetta	Z	10^{-21}	zepto	z
10^{24}	yotta	Y	10^{-24}	yocto	y

1. Medidas y cálculos en Química

Sistema Internacional de Unidades (SI)



Existen además una serie de magnitudes y unidades que, aunque no son del SI, están aceptadas por ser ampliamente utilizadas. Algunas de ellas son:

Magnitud	Unidad (símbolo)	Factor de conversión al SI
tiempo	minuto (min)	1 min = 60 s
tiempo	hora (h)	1 h = 3600 s
tiempo	día (d)	1 d = 86400 s
volumen	litro (L o l)	1 L = 1 dm ³
masa	tonelada (t)	1 t = 1000 kg
energía	electronvoltio (eV)	1 eV = 1,602176634 · 10 ⁻¹⁹ J

1. Medidas y cálculos en Química

Factores de conversión

Un factor de conversión es un **cociente** que expresa la **relación** entre dos cantidades.

El uso de factores de conversión es la mejor manera de realizar cálculos que impliquen cambios de unidades.

Nos sirven para:

- Transformar unidades

Ej: pasar 1,67 kg a g:

$$1,67 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 1670 \text{ g}$$

Factor de conversión

- Transformar propiedades con relación proporcional:

Ej. 1: masa a volumen usando la densidad:

$$0,5 \text{ kg} \cdot \frac{0,8 \text{ L}}{1 \text{ kg}} = 0,4 \text{ L}$$

Ej. 2: volumen a moles usando constante:

$$10 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,45 \text{ mol}$$

1. Medidas y cálculos en Química

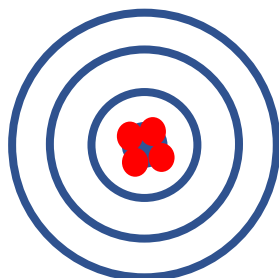
Incertidumbre en las medidas científicas

Siempre que realizamos una medida tenemos que asumir que cometemos **errores**, que podemos clasificar en dos tipos:

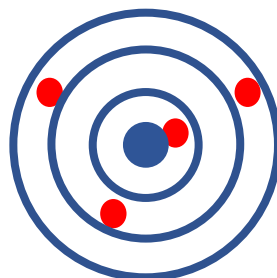
- Errores sistemáticos: inherentes al instrumento de medida o a su calibración
- Errores accidentales: los cometidos por el experimentador o quien hace la lectura

Las medidas científicas deben ser lo más **exactas y precisas** posible. Los conceptos de exactitud y precisión son diferentes e indican:

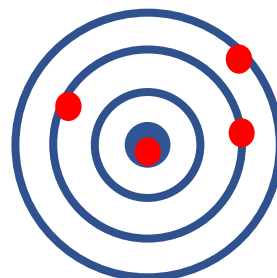
- Exactitud: indica la aproximación de una medida a un valor “real” o válido
- Precisión: indica el grado de reproducibilidad de una medida, es decir, cuánto se aproximan los valores de una cantidad que se mide varias veces



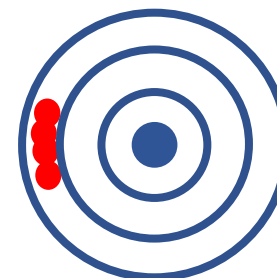
Alta precisión
Alta exactitud



Baja precisión
Baja exactitud



Baja precisión
Alta exactitud



Alta precisión
Baja exactitud

1. Medidas y cálculos en Química

Incertidumbre en las medidas científicas

Ejemplo:

Tenemos una cantidad de sustancia cuya masa conocemos con certeza: 10,4023 g. Realizamos tres medidas con cuatro instrumentos distintos, dos granatarios ($\pm 0,1$) y dos balanzas analíticas ($\pm 0,0001$).

Los resultados obtenidos son los siguientes:

	Granatario 1	Granatario 2	Balanza 1	Balanza 2
Valores	10,4; 10,2; 10,1 g	10,4; 10,3; 10,4 g	10,3525; 10,3378; 10,3469 g	10,4037; 10,3997; 10,4031
Valor medio	10,2 g	10,4 g	10,3457 g	10,4021 g
Reproducibilidad	$\pm 0,1$	$\pm 0,1$	$\pm 0,0001$	$\pm 0,0001$
Precisión	baja o poca	baja o poca	alta o mucha	alta o mucha
Exactitud	baja o poca	alta o mucha	baja o poca	alta o mucha

1. Medidas y cálculos en Química

Cifras significativas

El número de cifras significativas en una medida (siempre que no sea exacta) nos indica la precisión con la que ésta se ha hecho, es decir, el margen de error de esa medida.

- Si hacemos una medida con un instrumento de una determinada precisión, no podemos añadir más cifras significativas de las que nos da el instrumento, ya que estaríamos añadiendo una precisión a la medida que no es real.

Ejemplo:

Realizamos tres medidas de la masa de una sustancia en el granatario 1 del ejemplo anterior (con una precisión de $\pm 0,1$ g), obteniendo un resultado medio de 15,3 g.

15,3 3 cifras significativas
certeza imprecisión

Este número, con 3 cifras significativas, nos indica que esta medida tiene un cierto margen de error en el decimal.

Si diéramos el resultado como 15,32 g estaríamos añadiendo precisión (calidad) no real a la medida hecha con el granatario.

1. Medidas y cálculos en Química

Cifras significativas

Para **determinar cuántas cifras significativas** tiene un número hay que considerar:

- Todo dígito distinto de cero es significativo.
Ejemplo: 4,58 tiene 3 c.s.; 2987,5 tiene 5 c.s.
- Los ceros entre dígitos significativos distintos a cero son significativos
Ejemplo: 23,02 tiene 4 c.s.
- Los ceros que preceden a la coma digital o los situados a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos.
Ejemplo: 0,000564 tiene 3 c.s.; 0,23 tiene 2 c.s.
- En números mayores a la unidad, todos los ceros situados a la derecha de la coma decimal son significativos.
Ejemplo: 2,0 tiene 2 c.s. y 2,00 tiene 3 c.s.
- Cuando no hay coma decimal, los ceros terminales son ambiguos. Sin embargo, si el número se escribe en notación científica, esos ceros sí son significativos.
Ejemplo: 5000 es ambiguo; $5,000 \cdot 10^3$ tiene 4 c.s.; $5,0 \cdot 10^3$ tiene 2 c.s.

1. Medidas y cálculos en Química

Cifras significativas

Cuando realizamos operaciones matemáticas propagamos los errores de las medidas, por lo que es importante ajustar el número de cifras significativas en el resultado final.

- **Multiplicación y división:** el resultado tiene tantas **cifras significativas** como el dato que tiene menos.

Ejemplos:

$$4,002 \text{ (4 c.s.)} \times 3,14 \text{ (3 c.s.)} = 12,6 \text{ (3 c.s.)}$$

$$2,445 \text{ (4 c.s.)} \times 39,23 \text{ (4 c.s.)} \times 2,10 \text{ (3 c.s.)} = 201 \text{ (3 c.s.)}$$

- **Sumas y restas:** el criterio no es el número de c.s., sino que el resultado tiene tantos **decimales** como el dato que tiene menos. Es decir, la suma debe tener la misma incertidumbre que el dato con mayor incertidumbre.

Ejemplos:

$$15,03 + 23,1 + 6,004 = 44,134 \rightarrow \text{lo expresamos como } 44,1$$

$$123,78 + 100,2 + 2370,45 + 0,353 = 2594,783 \rightarrow \text{lo expresamos como } 2594,8$$

Los números “exactos” tienen un número ilimitado de c.s. y no se tienen en cuenta al contabilizar las c.s. Ejemplos de números exactos son las constantes o magnitudes que contamos (por ejemplo, si tengo 5 lápices son exactamente 5, ni 5,003 ni 4,998).

1. Medidas y cálculos en Química

Notación científica

La notación científica es una forma de expresar un número como el producto de un número real por una potencia de diez:

$$m \cdot 10^n$$

donde:

m, el significado, es un número entre 1 y 10 que puede contener decimales y ***n***, el exponente, es un número entero negativo o positivo.

La notación científica se utiliza para expresar números muy grandes o muy pequeños, ya que facilita las operaciones matemáticas.

Ejemplos: $0,000006347 = 6,347 \cdot 10^{-6}$

$$10014000 = 1,0014 \cdot 10^7 \text{ o } 1,00140 \cdot 10^7$$

Redondeo

Llamamos redondeo a la eliminación de dígitos en un número para ajustar las cifras significativas. Para redondear debemos:

- Aumentar en una unidad si el número eliminado es mayor a 5 (Ej: $0,347 \rightarrow 0,35$)
- Dejar el dígito sin cambiar si el eliminado es menor a 5 (Ej: $0,343 \rightarrow 0,34$)
- Si es 5, se aumenta en una unidad si la siguiente cifra es impar y se mantiene sin modificar si es par (por convenio) (Ej: $0,3456 \rightarrow 0,34$ / $0,3453 \rightarrow 0,35$)

2. Reacciones y ecuaciones químicas

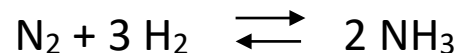
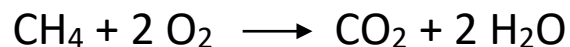
Reacción química: proceso en el cual unos reactivos se transforman en unos determinados productos.

Ecuación química: representación abreviada y precisa de una reacción química.

En una ecuación química se representan:

- Las fórmulas de los reactivos en el primer miembro.
- Las fórmulas de los productos de la reacción en el segundo miembro.
- Los reactivos y productos se encuentran separados por una flecha (\longrightarrow) cuando la reacción se produce en un solo sentido, o con una doble flecha (\rightleftharpoons) si la reacción se da en ambos sentidos.

Ejemplos:



Los números que aparecen en la ecuación nos indican la proporción en la que se produce la reacción y se denominan **coeficientes estequiométricos**.

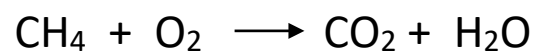
2. Reacciones y ecuaciones químicas

En toda reacción química los átomos que forman los reactivos solamente se reagrupan para formar otros compuestos, por lo que el número inicial de átomos de los reactivos debe conservarse en los productos para que se cumpla el principio de conservación de la masa.

Es decir, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en ambos lados de la ecuación. Decimos entonces que la ecuación está **ajustada**.

El **ajuste de una ecuación química** es fundamental para calcular la cantidad de reactivos implicados en una reacción o de productos que se forman.

Reacciones no ajustadas:

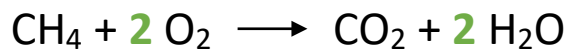


1 átomo de C	1 átomo de C
4 átomos de H	2 átomos de H
2 átomos de O	3 átomos de O



2 átomos de N	1 átomos de N
2 átomos de H	3 átomos de H

Reacciones ajustadas:



1 átomo de C	1 átomo de C
4 átomos de H	4 átomos de H
4 átomos de O	4 átomos de O

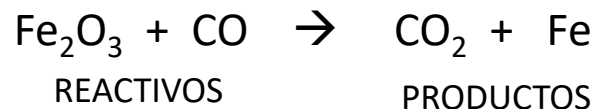


2 átomos de N	2 átomos de N
6 átomos de H	6 átomos de H

2. Reacciones y ecuaciones químicas

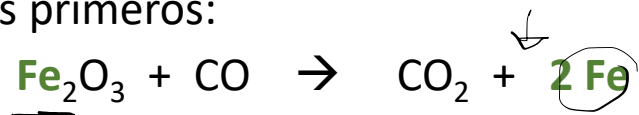
¿Cómo ajustamos una reacción?

1. Identificar reactivos y productos y escribir correctamente las fórmulas en cada lado de la ecuación:



2. Realizar el ajuste por tanteo:

- Si un elemento aparece en un solo compuesto en cada lado, se ajustan los coeficientes de dichos compuestos los primeros:



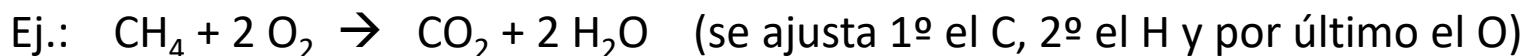
- Los demás coeficientes se van adaptado, por tanteo, al resultado del primer paso:



2. Reacciones y ecuaciones químicas

¿Cómo ajustamos una reacción? (cont.)

- Si un reactivo o producto es un elemento libre, se ajusta en último lugar.



- Si hay un grupo de elementos que no se modifican (p.ej. iones poliatómicos como NO_3^- o SO_4^{2-}) se pueden tratar como una unidad para el ajuste.



- Pueden usarse coeficientes fraccionarios; al final pueden convertirse todos en enteros por multiplicación por un factor común.

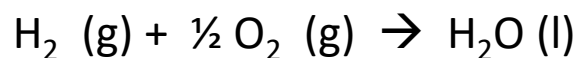


2. Reacciones y ecuaciones químicas

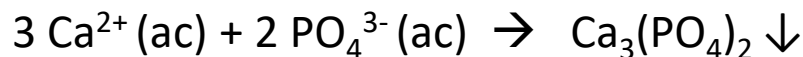
Condiciones de la reacción

En muchas ocasiones una ecuación incluye información sobre las condiciones en las que se produce la reacción química:

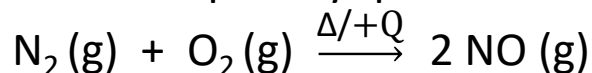
- En qué **estado** se encuentran las sustancias que participan: sólido (*s*), líquido (*l*) o gaseoso (*g*), en disolución (*ac*).



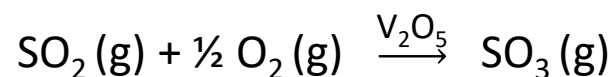
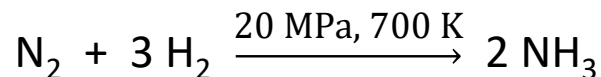
- La **formación de precipitados** se puede destacar (subrayar o en negrita) o añadir una flecha hacia abajo detrás del compuesto.



- Si se necesita **aporte de calor** para que se produzca una reacción se indica con la letra Δ en el sentido hacia el que hay que hacer el aporte.

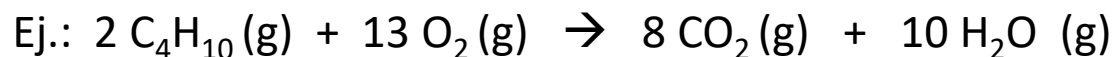


- El uso de **catalizadores**, **disolventes** o las **condiciones de P y T** de una reacción pueden indicarse también sobre la flecha.



3. Información cuantitativa en una ecuación química

¿Qué información nos da una ecuación química?



Cada...	pueden reaccionar con...	para dar...	y...
2 moléculas de butano	13 moléculas de oxígeno	8 moléculas de CO ₂	10 moléculas de agua
2 moles de butano	13 moles de oxígeno	8 moles de CO ₂	10 moles de agua
116 g de butano	416 g de oxígeno	352 g de CO ₂	180 g de agua
2 volúmenes de butano	13 volúmenes de oxígeno	8 volúmenes de CO ₂	10 volúmenes de agua
44,8 L de butano*	291,2 L de oxígeno*	179,2 L de CO ₂ *	224 L de agua*

*en condiciones normales de P y T

3. Información cuantitativa en una ecuación química

Cálculos estequiométricos

La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos de una reacción química. Los cálculos que permiten conocer cantidades de reactivos o productos implicados en una reacción se denominan **cálculos estequiométricos**.

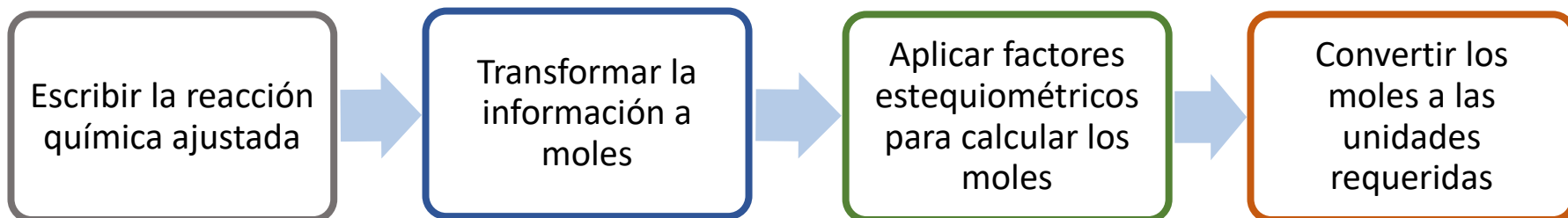
Un **factor estequiométrico** nos indica la **relación molar** de dos sustancias que intervienen en una reacción.

Ejemplo:

La ecuación $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ indica que por cada mol de N_2 que reacciona con 3 moles de H_2 , se forman 2 moles de NH_3 .

Factores estequiométricos: $\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}$; $\frac{3 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}$; $\frac{1 \text{ mol de N}_2}{3 \text{ moles de H}_2}$

Para resolver problemas estequiométricos siempre utilizamos el mismo **método**:

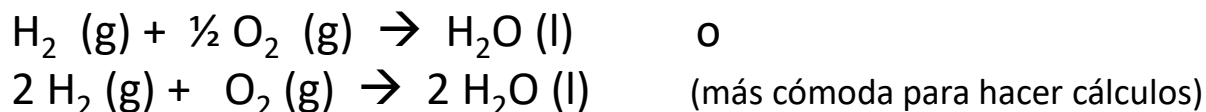


3. Información cuantitativa en una ecuación química

Cálculos estequiométricos

Ejemplo. ¿Con cuántos gramos de H₂ (g) reaccionan 38,4 gramos de O₂ (g) para producir agua (l)?

Paso 1: escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



Los pasos 2, 3 y 4 los podemos combinar en un solo paso aplicando factores de conversión y factores estequiométricos en cadena:

$$38,4 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2,016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 4,84 \text{ g H}_2$$

Factor de conversión de gramos a moles de O₂

Factor estequiométrico

Factor de conversión de moles a gramos de H₂

3. Información cuantitativa en una ecuación química

Reactivo limitante

Una reacción en la que todos los reactivos se consumen por completo se dice que está en **proporciones estequiométricas** o que es una **reacción estequiométrica**.

Sin embargo, en ocasiones uno de los reactivos se consume por completo, mientras que otro(s) no llega(n) a consumirse (están en exceso). En estos casos, el reactivo que se consume antes se denomina **reactivo limitante**, ya que es el que *limita* la cantidad de producto que se formará.

El reactivo limitante será aquel cuya **proporción molar** sea **menor a la necesaria** en función de los coeficientes estequiométricos.

¿Cómo identificamos el reactivo limitante? Hay dos maneras posibles:

- 1) Calcular la cantidad necesaria de cada uno de los reactivos para reaccionar estequiométricamente con el resto de reactivos. Si la cantidad real es menor a la calculada, ese es el limitante.
- 2) Calcular la cantidad de producto formada para cada reactivo. El que menor cantidad resulte es el limitante.

3. Información cuantitativa en una ecuación química

Reactivo limitante

Ejemplo (ejercicio 1.5 del boletín)

El cloruro de amonio reacciona con el sulfato de sodio para dar sulfato de amonio y cloruro de sodio. ¿Cuántos moles de sulfato de amonio podrán obtenerse a partir de 15,0 g de sulfato de sodio y 10,0 g de cloruro de amonio?

Paso 1: escribimos la ecuación química y la ajustamos



Paso 2: identificamos el reactivo limitante, convirtiendo primero la información a moles

$$10,0 \text{ g de NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{53,5 \text{ g}} = 0,187 \text{ mol} \quad 15,0 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{142 \text{ g}} = 0,106 \text{ mol} \quad \text{iOjo cifras significativas!}$$

$$\text{El factor estequiométrico es: } \frac{2 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}$$

Como n° moles de $\text{NH}_4\text{Cl} < 2 \times n^\circ$ moles de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ reactivo limitante

Paso 3: calculamos la cantidad de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ utilizando la cantidad del reactivo limitante, NH_4Cl

$$0,187 \text{ moles NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol}(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 0,0936 = 9,36 \cdot 10^{-2} \text{ moles de } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

3. Información cuantitativa e una ecuación química

Rendimiento de una reacción

En ocasiones la reacción no se produce completamente, por tanto se obtiene una cantidad real (**rendimiento real**) menor a la cantidad calculada teóricamente (**rendimiento teórico**).

Para calcular el rendimiento de una reacción:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Cuando el rendimiento es menor a 100%, puede haber reacciones secundarias acopladas que dan lugar a subproductos o puede ser una reacción que está en equilibrio (sucede también la reacción reversible).

Rendimientos mayores a 100% son consecuencia de errores o contaminaciones.

3. Información cuantitativa e una ecuación química

Rendimiento de una reacción

Ejemplo. La urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, se sintetiza a escala industrial por reacción entre amoníaco y dióxido de carbono, que da lugar a la formación de urea y agua. Por conveniencia metodológica, se prepara una mezcla de reactivos con una proporción molar amoníaco/dióxido de carbono de 3:1 y, cuando se utiliza ésta, se producen 47,7 g de urea por mol de dióxido de carbono. Calcula el rendimiento teórico, el real y el rendimiento porcentual de la reacción.

[Masas atómicas: H 1,008; C 12,01; N 14,01; O 16,00]

1) Escribimos y ajustamos la reacción



2) Determinamos el reactivo limitante

La proporción estequiométrica NH_3/CO_2 es 2:1. Si se prepara una mezcla de proporción molar 3:1, hay exceso de NH_3 y **el reactivo limitante es el CO_2** y será por tanto el que determine la cantidad de urea que se puede producir.

3) Calculamos el rendimiento teórico como la cantidad de urea que se puede producir a partir de la cantidad de CO_2 utilizada

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol urea}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{60,06 \text{ g urea}}{1 \text{ mol urea}} = 60,06 \text{ g urea}$$

Rendimiento teórico (de urea): 60,06 g

3. Información cuantitativa en una ecuación química

Rendimiento de una reacción

Ejemplo (cont.)

4) Determinamos el rendimiento real como la cantidad de urea realmente producida a partir de la cantidad de CO₂ utilizada.

Este dato nos lo proporciona el enunciado, ya que nos dice la cantidad de urea que se obtiene:

Rendimiento real (de urea): 47,7 g

5) Calculamos el rendimiento porcentual

$$\text{Rendimiento}(\%) = \frac{47,7 \text{ g urea (producida)}}{60,06 \text{ g urea (producible)}} \cdot 100\% = 79,4\%$$

Rendimiento porcentual (de urea): 79,4%

4. Ajuste redox

Al ajustar una reacción de oxidación-reducción (redox) debemos tener en cuenta tanto el balance de materia como el **balance de carga**.

Método del ion-electrón

1. Descomponer los compuestos en sus iones (los que se formarían en disolución acuosa)
2. Identificar elementos que cambian su número de oxidación* y escribir semirreacciones iónicas de oxidación y de reducción.
3. Ajustar las semirreacciones como si éstas tuviesen lugar en medio ácido, con la ayuda de H^+ y de H_2O .
 - Ajustar los átomos que no sean H ni O
 - Ajustar los O, utilizando H_2O
 - Ajustar los H, utilizando H^+
 - Ajustar la carga utilizando e^-
4. Sumar las semirreacciones ponderadas de modo que se equilibre el número de electrones.
 - Los H^+ y H_2O auxiliares se eliminarán automáticamente en este paso.
5. Completar la reacción con los compuestos o iones que no participan en las oxidaciones y reducciones.

4. Ajuste redox

*NÚMERO (ESTADO) DE OXIDACIÓN.

Es un concepto formal, representa la carga que tendría cada átomo si los electrones de enlace se asignasen totalmente al elemento más electronegativo.

Reglas para asignar el número de oxidación a cada átomo de una molécula o ión :

1ª- El número de oxidación de un átomo o elemento libre es cero. Ej.: Na, Fe, O₂, N₂,....

O-O : enlace covalente apolar. Ambos átomos tienen la misma electronegatividad.

2ª- El número de oxidación de cualquier ión monoatómico es igual a su carga. Ej: Na⁺ (+1), Cl⁻ (-1), Fe³⁺ (+3).

3ª- El número de oxidación del H es +1, excepto en el H₂ y los hidruros metálicos iónicos. Ej.: NH₃, H₂O, HCl

H(+1); NaH H(-1)

4ª- El número de oxidación del O es -2 en todos los compuestos en los que no se forma enlace covalente O-O.

En los peróxidos el número de oxidación del O es -1. Ej.: H₂O, CO₂, HNO₃ O(-2); H₂O₂ O(-1); O₂ O(0).

5ª- En compuestos sin H ni O el elemento más electronegativo se considera con número de oxidación negativo y se le asigna el valor de la carga de su ión más frecuente. Ej.: CCl₄ Cl(-1) y C(+4); CaBr₂ Br(-1) y Ca(+2).

6ª- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos de un compuesto neutro debe ser cero. Si se trata de un ión poliatómico la suma algebraica ha de ser igual a la carga del ión.

Ejemplos: HNO₃ H(+1) y O(-2), luego el N ha de tener (+5) para que la suma algebraica sea cero.

NH₄⁺ H(+1), luego el N ha de tener (-3) para que la suma algebraica sea +1

SO₄²⁻ O(-2), luego el S ha de tener (+6) para que la suma algebraica sea -2.

4. Ajuste redox

Ejemplos para practicar:

Medio ácido:



Medio básico:

