

Tema 2. Estequiometría

- Masas Atómicas
 - Escala del carbono 12
 - Masas atómicas relativas
- Concepto de mol
- Relaciones de masa de las fórmulas químicas
 - Composición centesimal
 - Fórmula empírica. Fórmula molecular
- Disoluciones. Unidades de concentración
 - Molaridad
 - Molalidad
 - Fracción molar
 - Porcentaje en masa (ppm)
- Relaciones de masa en las reacciones
 - Ajuste de reacciones
 - Relaciones de masa en las ecuaciones

Unidad de masa atómica (uma) es la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C

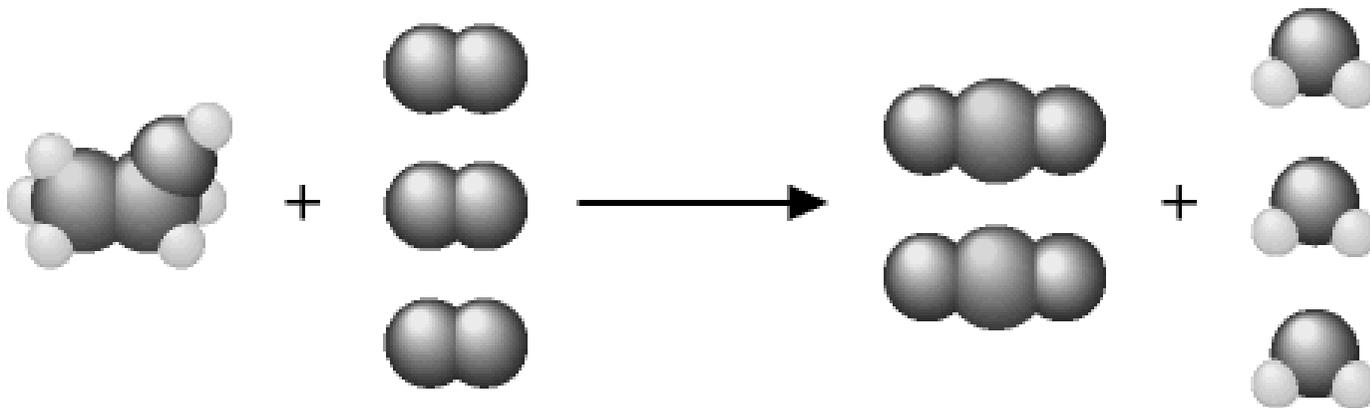
Peso atómico masa de un átomo expresado en uma

$$1 \text{ uma} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

^1H pesa 12 veces menos que $^{12}\text{C} = 1 \text{ uma}$

$$^{16}\text{O} = 16 \text{ umas}$$

Masas atómicas



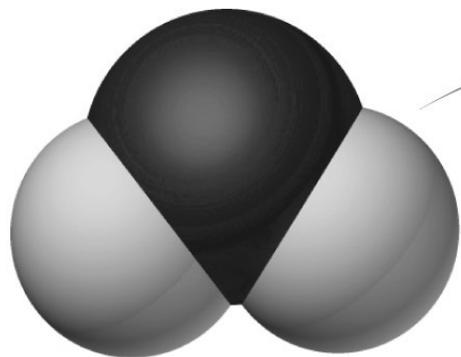
Número de Avogadro (N_A) es el número de átomos que hay en 12 g de C-12 y su valor es de 6.023×10^{23}

$$N_A = 6.023 \times 10^{23}$$

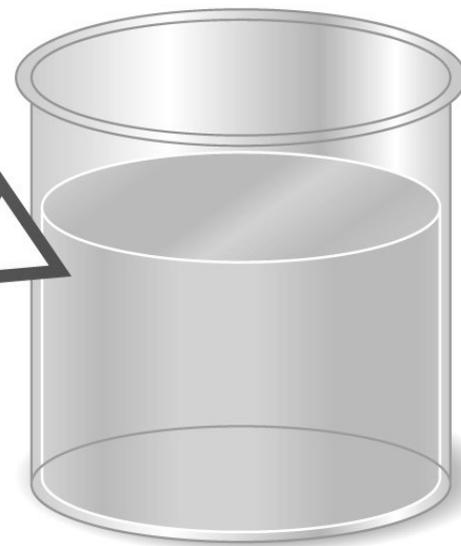
Mol es la cantidad de cualquier sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos de ^{12}C hay en 12 g de ^{12}C . Es decir, es la cantidad de sustancia que contiene el N_A de átomos, moléculas, iones....

Concepto de mol

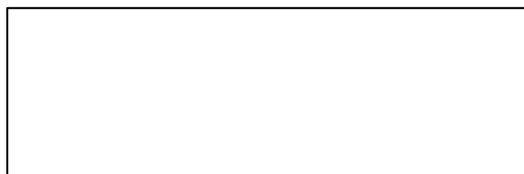
Molécula



Número de Avogadro de moléculas



1 mol H₂O
(18.0 g)



Concepto de mol

Un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos que contiene el Número de Avogadro de esa sustancia

La masa (o peso) atómico del O es de 16 umas lo que significa que 1 átomo de O tiene una masas de 16 umas y como ya se ha indicado **1 uma = 1.66×10^{-24} g** por tanto:

$$16 \text{ umas} \times \frac{1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{\text{uma}} = \text{g que pesa 1 átomo de O}$$

¿Cuántos gramos pesa 1 mol de átomos de O?:

$$16 \times \frac{1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{\text{átomo de O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} = 16 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ uma} = 1 \text{ g/mol}$$

Concepto de mol

Un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos que contiene el Número de Avogadro de esa sustancia:

Un mol de He 6.022×10^{23} át de He

Un mol de H_2SO_4 6.022×10^{23} moléculas de H_2SO_4

12.044×10^{23} átomos de H; 6.022×10^{23} átomos de S y 24.088×10^{23} átomos de O

La masa (o peso) molecular (M) es igual a la suma de las masas (en umas) de los átomos de la fórmula de dicha sustancia:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) = 2(1.0 \text{ uma}) + (32.0 \text{ uma}) + 4(16.0 \text{ uma}) = 98.0 \text{ uma}$$

Luego la masa de un mol de H_2SO_4 es 98 gramos (98 g/mol) = 1 mol de moléculas de H_2SO_4 pesa 98 g y contiene $2(1.0 \text{ uma}) = 2 \text{ umas}$ de H = 2 g de átomos de H; 32 g de átomos de S y $4(16.0 \text{ g/mol}) = 64 \text{ g}$ de átomos de O

H 1 uma = 1g/mol O 16 umas = 16 g/mol S 32 umas = 32 g/mol

Conversiones mol-gramo

Para convertir en moles (n) los gramos (m) de cualquier sustancia sólo hay que dividir por la masa molecular (M) de dicha sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

¿Cuántos moles hay en 24.5 grs de ácido sulfúrico (H₂SO₄)?

Ya sabemos que el peso molecular es de 98 grs/mol, por lo que

$$24,5 \text{ grs de } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ grs de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0.25 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Composición centesimal

Esta magnitud especifica los porcentajes en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo: H_2SO_4

Masa molecular = 98 grs

$$\text{H} : 2 \text{ mol} \times 1. \text{ grs/mol} = 2 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ H} = \frac{2}{98} \times 100 = 2.04 \% \text{ de H}$$

$$\text{O} = 4 \text{ mol} \times 16 \text{ grs/mol} = 64 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ O} = \frac{64}{98} \times 100 = 65.3 \% \text{ de O}$$

$$\text{S} = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ grs/mol} = 32 \text{ grs} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ S} = \frac{32}{98} \times 100 = 32.65 \% \text{ de S}$$

Fórmula empírica

A partir de la composición de un compuesto (que puede obtenerse mediante un analizador elemental), es posible deducir su fórmula más simple, o fórmula empírica, que es una relación simple de números enteros entre los átomos que lo componen.

Ejemplo: calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O.

a) Se calcula el número de moles de cada elemento: b) Y se divide por el menor número de moles

$$6.64 \text{ grs de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ grs de K}} = 0.170 \text{ mol de K} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol K} / \text{mol K}$$

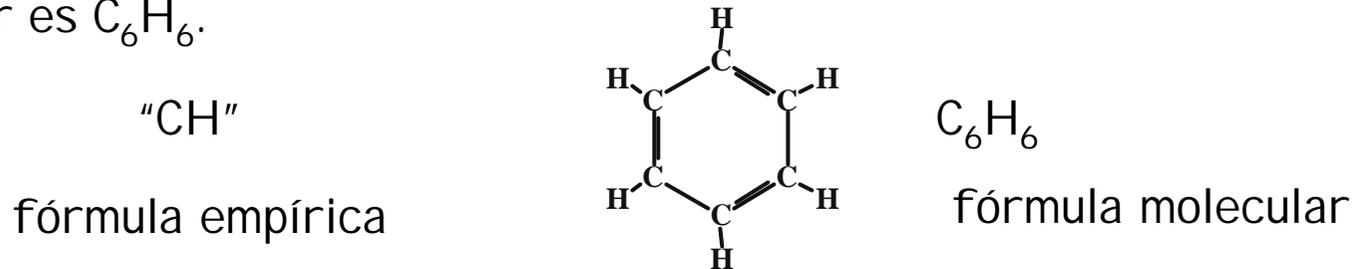
$$8.84 \text{ grs de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52.0 \text{ grs de Cr}} = 0.170 \text{ mol de Cr} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol Cr} / \text{mol K}$$

$$9.52 \text{ grs de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ grs de O}} = 0.595 \text{ mol de O} / 0.170 \text{ mol K} = 3.5 \text{ mol O} / \text{mol K}$$



Fórmula molecular

La fórmula empírica no tiene necesariamente que coincidir con la fórmula molecular. Por ejemplo, la fórmula empírica del benceno es CH, que no tiene correspondencia con ninguna molécula real, mientras que su fórmula molecular es C₆H₆.

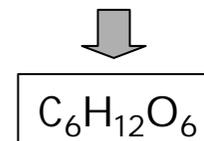


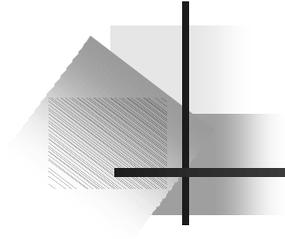
Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer la fórmula empírica y la masa molecular de la sustancia, ya que la fórmula molecular pesa n veces la fórmula empírica.

Ejemplo: la fórmula empírica de la glucosa es CH₂O, y su masa molecular es 180. Escribir su fórmula molecular.

$$\begin{aligned} \text{Fórmula molecular} &= (\text{CH}_2\text{O})_n \\ \text{Masa CH}_2\text{O} &= 12 + 2 + 16 = 30, \end{aligned}$$

$$n = \frac{180 \text{ grs/mol glucosa}}{30 \text{ grs de CH}_2\text{O}} = 6 \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_6$$





Disoluciones

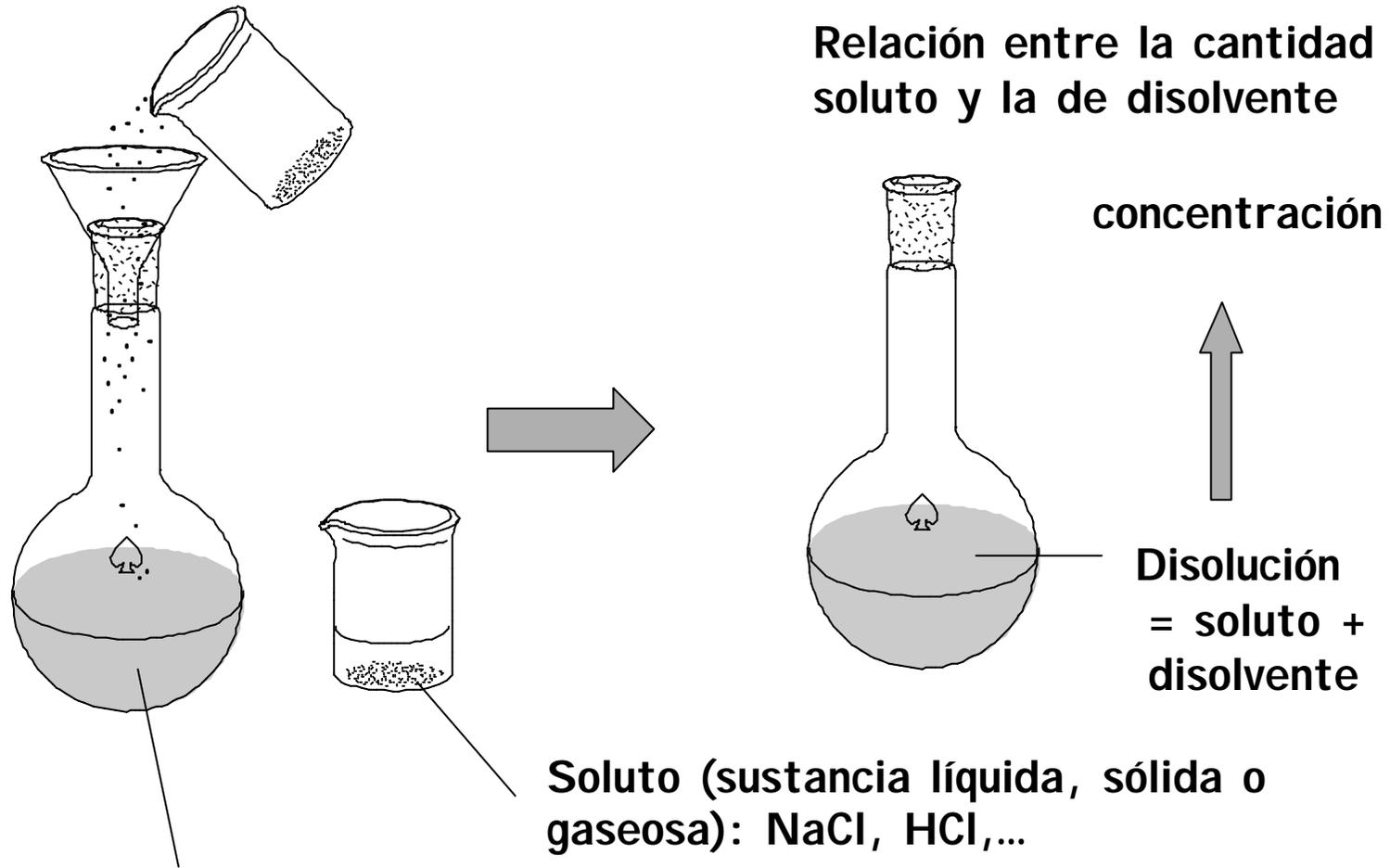
Unidades de concentración:

- Molaridad
- Fracción molar
- Porcentaje en masa (ppm)
- Molalidad

Unidades de concentración

Una *disolución* es una mezcla homogénea de un *soluto* (sustancia disuelta que está en menor proporción) distribuido en un *disolvente* (sustancia que produce la disolución, está en mayor proporción y determina el estado de agregación en el que se encuentra la disolución).

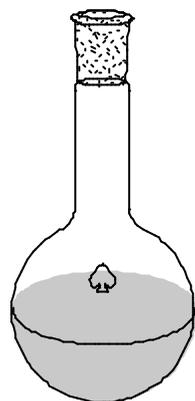
<i>Disolución</i>	<i>Componentes</i>
Disoluciones gaseosas	
Aire	N ₂ , O ₂ , H ₂ y otros
Gas Natural	CH ₄ , C ₂ H ₆
Disoluciones Líquidas	
Agua de mar	H ₂ O, NaCl, y muchos otros
Vinagre	H ₂ O y ácido acético
Gaseosa	H ₂ O, CO ₂ , sacarosa, y otros
Disoluciones Sólidas	
Latón amarillo	Cu-Zn
Amalgama para dientes	Ag-Sn-Hg



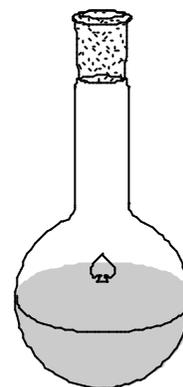
Disolvente (sustancia líquida que se encuentra en mayor cantidad): agua, etanol, ...

Unidades de concentración

Disolvente



Soluto



Disolución

= soluto +
disolvente

Volumen de disolvente = Volumen de disolución

masa de disolvente \neq masa de disolución



Masa de soluto + masa disolvente

Molaridad

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Molalidad

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg de disolvente}}$$

Fracción molar:

$$X_A = \frac{\text{moles de soluto A}}{\text{moles disolución}}$$

% en masa o composición centesimal

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 100$$

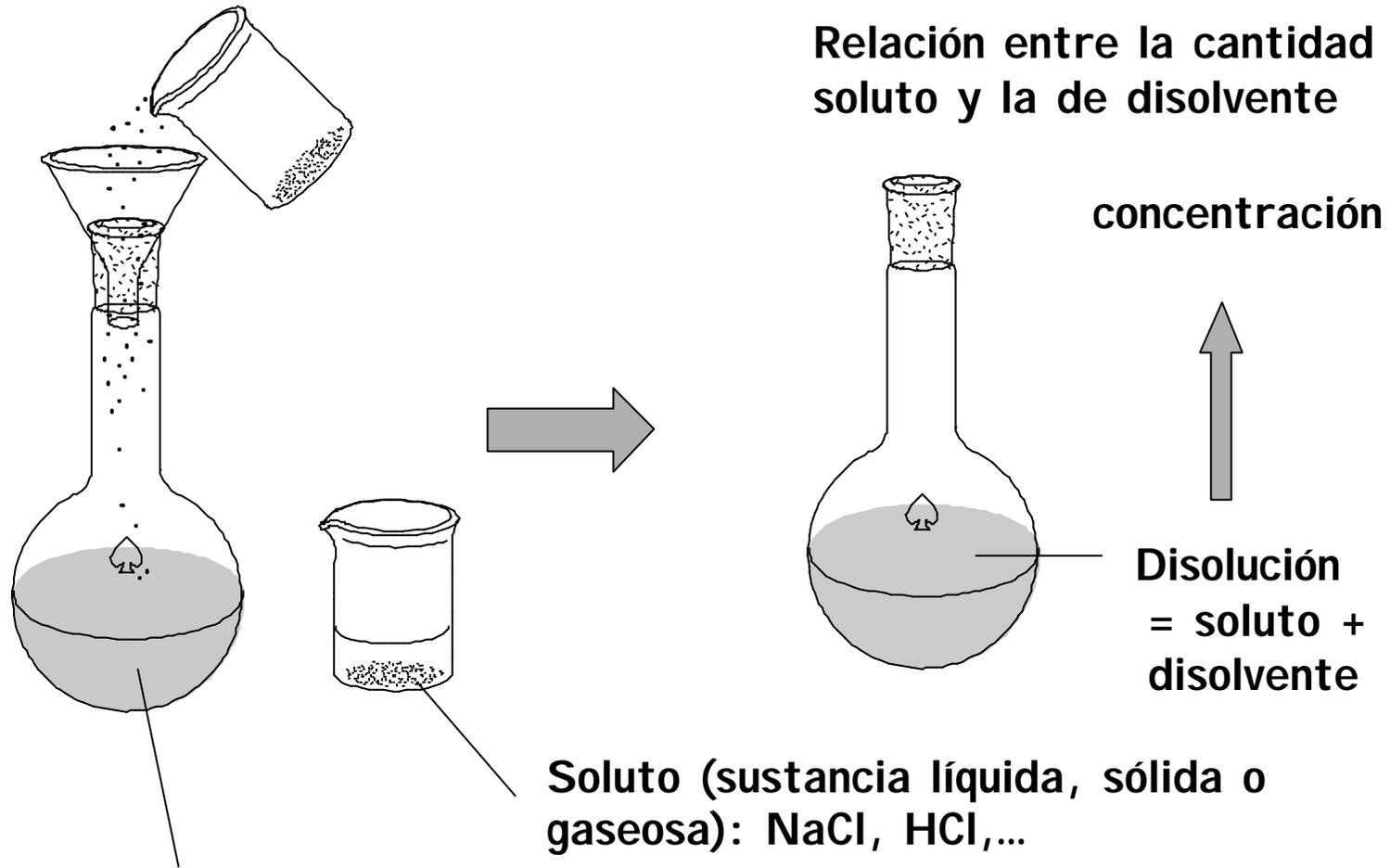
$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^6 = \% \text{ masa} \times 10^4$$

Para disoluciones muy diluidas se utilizan:

ppm: partes por millón

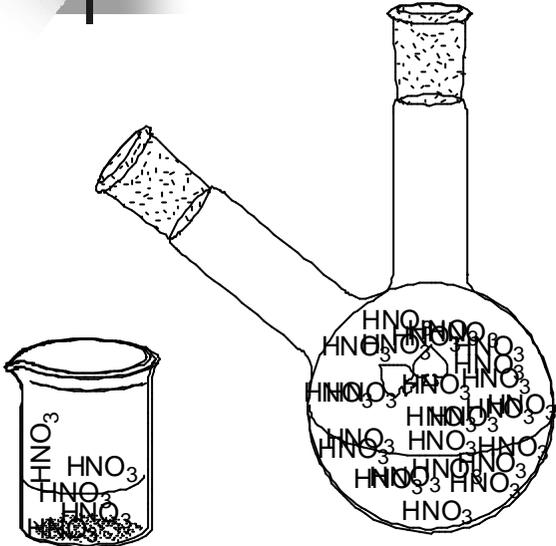
ppb: partes por billón

ppt: partes por trillón



Disolvente (sustancia líquida que se encuentra en mayor cantidad): agua, etanol, ...

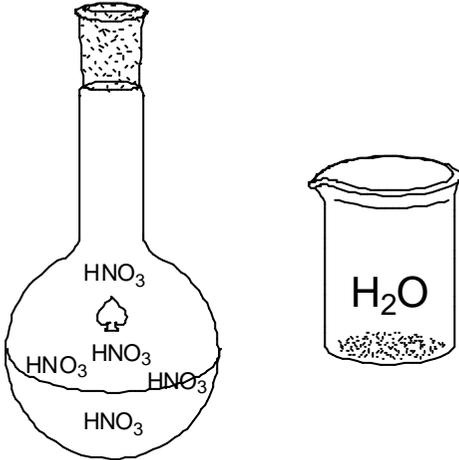
Unidades de concentración



HNO_3 concentrado = HNO_3 + impurezas + agua

↑
Disolución

↑
Es el x % de la disolución



Escritura de ecuaciones químicas

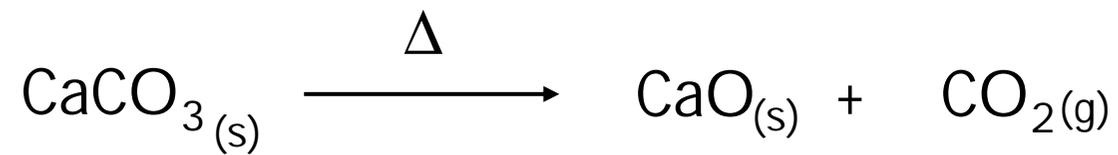
■ Una ecuación química debe contener:

- Todos los reactivos

- Todos los productos

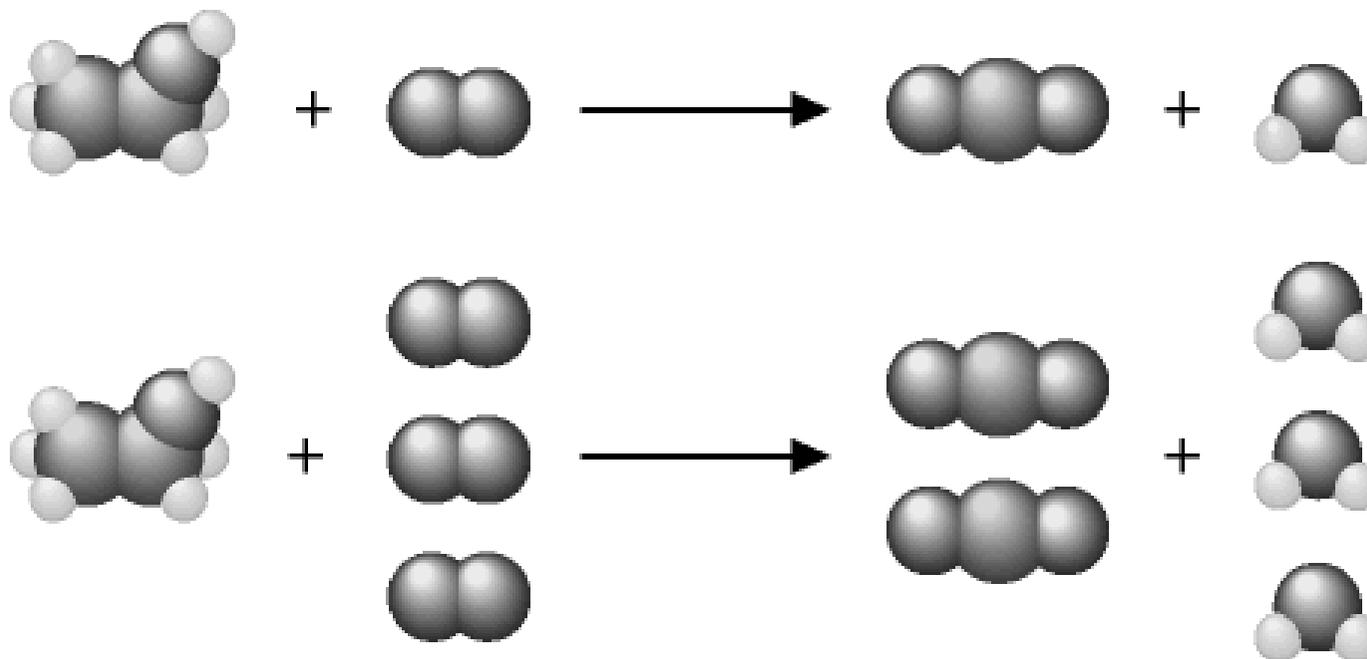
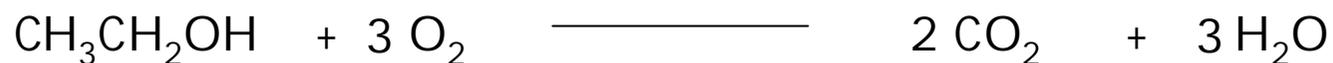
- El estado físico de las sustancias

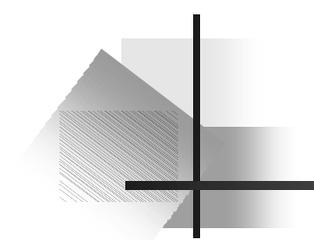
- Las condiciones de la reacción



Ajuste de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas deben estar ajustadas, de forma que se cumpla la ley de conservación de la masa. Debe igualmente haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, en los reactivos y en los productos.





Relaciones de masa de las ecuaciones



- Los coeficientes de una ecuación química representan el número de moléculas o el número de moles de reactivos y productos. Así, 4 moles de Fe reaccionan con 3 moles de O_2 para dar 2 moles de Fe_2O_3 .
- Dichos coeficientes en una ecuación ajustada pueden emplearse como factores de conversión para calcular la cantidad de producto formada o la de reactivo consumida.
- Ejemplo: ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 se producirán a a partir de...

4 moles de Fe?

2

2 moles de Fe?

1

8 moles de Fe?

4

1 mol de Fe?

0.5

Relaciones de masa de las ecuaciones



1. ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se necesitan para producir 8.0 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

$$8 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 24 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

2. ¿Cuántos moles de H_2O se obtendrán a partir de 156 g de Al(OH)_3 ?

$$156 \text{ g } \text{Al(OH)}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Al(OH)}_3}{78 \text{ g } \text{Al(OH)}_3} \times \frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{Al(OH)}_3} = 6 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Relaciones de masa de las ecuaciones

3. ¿Cuántos grs de $\text{Al}(\text{OH})_3$ reaccionarán con 59 g de H_2SO_4 ?

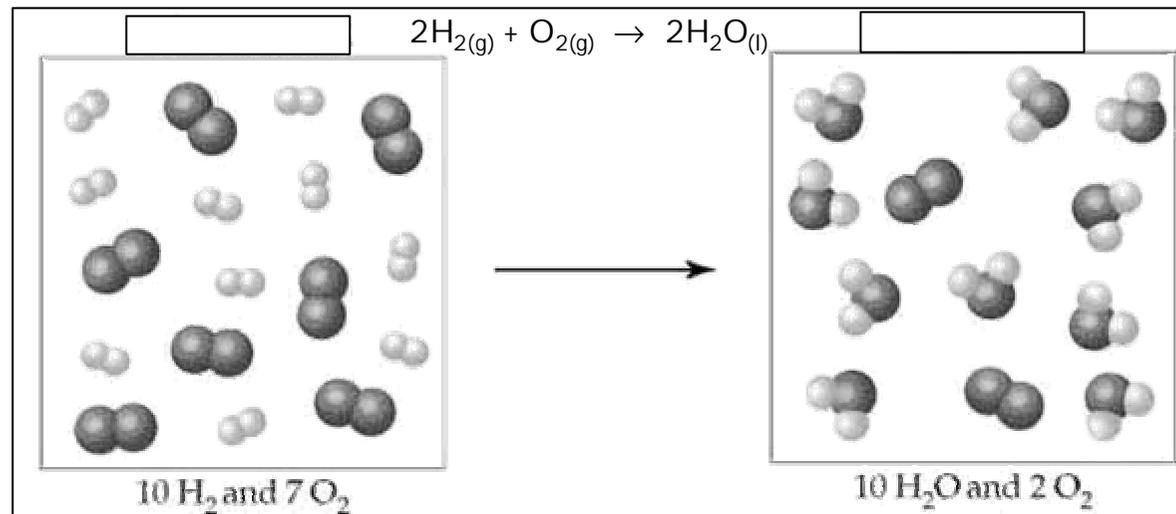


$$59 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol } \text{Al}(\text{OH})_3}{3 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{78 \text{ g } \text{Al}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol } \text{Al}(\text{OH})_3} = 31 \text{ g } \text{Al}(\text{OH})_3$$

Reactivo limitante

Al llevar a cabo una reacción química, los reactivos pueden estar o no en la proporción exacta que determinan sus coeficientes estequiométricos.

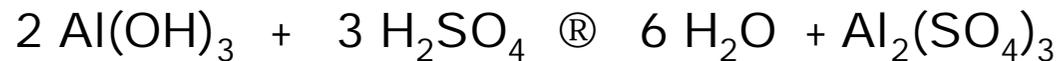
Si se parte de una mezcla de reactivos que no es la estequiométrica, entonces el que se halla en menor cantidad se denomina reactivo limitante, pues la reacción sólo tendrá lugar hasta que se consuma éste, quedando el otro (u otros) reactivo en exceso.



Rendimiento Teórico

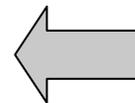
La cantidad máxima que puede obtenerse de un determinado producto en una reacción química se denomina Rendimiento Teórico. Es una cantidad que se calcula a partir de los coeficientes estequiométricos de una ecuación química y de las cantidades de reactivos empleadas.

¿Cuál es el rendimiento teórico de sulfato de aluminio a partir de 39 grs de hidróxido de aluminio?



$$39 \text{ g } \text{Al(OH)}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Al(OH)}_3}{78 \text{ g } \text{Al(OH)}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}{2 \text{ mol } \text{Al(OH)}_3} \times \frac{342 \text{ g } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$$

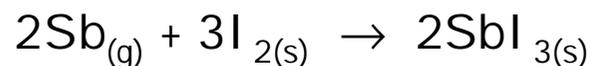
Rendimiento Teórico



= 85.5 g $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Rendimiento Teórico y Reactivo Limitante

¿Qué sucede si existe un reactivo limitante?



Si se hacen reaccionar 1.2 mol de Sb y 2.4 mol de I_2 , ¿cuál será el rendimiento teórico?

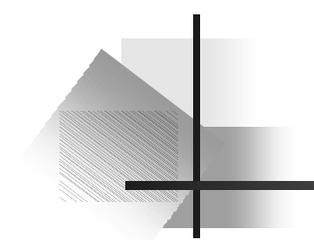
1) Se calcula la cantidad de producto que se formaría a partir de cada reactivo:

$$1.2 \text{ mol de Sb} \times \frac{2 \text{ mol de SbI}_3}{2 \text{ mol de Sb}} = 1.2 \text{ mol de SbI}_3 \Rightarrow \text{REACTIVO LIMITANTE}$$

$$2.4 \text{ mol de I}_2 \times \frac{2 \text{ mol de SbI}_3}{3 \text{ mol de I}_2} = 1.6 \text{ mol de SbI}_3$$

2) Se calcula el rendimiento teórico a partir del reactivo limitante:

$$1.2 \text{ mol de Sb} \times \frac{2 \text{ mol de SbI}_3}{2 \text{ mol de Sb}} \times \frac{1005 \text{ gr SbI}_3}{1 \text{ mol de SbI}_3} = 1206 \text{ g SbI}_3$$



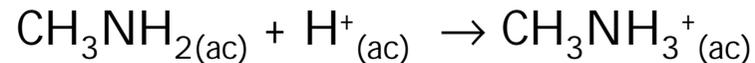
Rendimiento experimental. Rendimiento porcentual

El Rendimiento Teórico es una cantidad máxima, que en muchas ocasiones no se alcanza, pues las reacciones químicas no siempre se completan. Por ello, la cantidad de producto obtenida experimentalmente (esto es, medida tras realizar el experimento en el laboratorio) suele ser menor que la calculada teóricamente. Por ello, se define el Rendimiento Porcentual como el cociente entre la cantidad de producto obtenida (rendimiento experimental) y el rendimiento teórico.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{Rendimiento experimental}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

Problema

Cuando la metil amina CH_3NH_2 se trata con ácido ocurre la siguiente reacción:



Cuando 3 grs de metilamina reaccionan con 0.1 mol de H^+ , se producen 2.6 g de CH_3NH_3^+ . Calcular los rendimientos teóricos y porcentual.

a) Se determina en primer lugar el reactivo limitante y el rend. teórico:

$$\begin{aligned} 3 \text{ g CH}_3\text{NH}_2 \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_2}{31 \text{ g CH}_3\text{NH}_2} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_3^+}{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_2} \times \frac{32 \text{ g CH}_3\text{NH}_3^+}{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_3^+} &= 3.1 \text{ g CH}_3\text{NH}_3^+ \\ 0.1 \text{ mol H}^+ \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_3^+}{1 \text{ mol H}^+} \times \frac{32 \text{ g CH}_3\text{NH}_3^+}{1 \text{ mol CH}_3\text{NH}_3^+} &= 3.2 \text{ g CH}_3\text{NH}_3^+ \end{aligned}$$

Rendimiento Teórico

b) Se calcula el rendimiento porcentual:

$$\text{Rend. Porcentual} = \frac{\text{Rend. experimental}}{\text{Rend. Teórico}} \times 100 = \frac{2.6}{3.1} \times 100 = 83.9 \%$$

Concepto de mol

Número de Avogadro (N_A) es el número de átomos que hay en 12 g de C-12 y su valor es de 6.023×10^{23}

$$\left. \begin{array}{l} 12 \text{ g} \text{ —————} N_A \text{ átomos de } ^{12}\text{C} \\ 12 \times 1.6 \times 10^{-24} \text{ g} \text{ ———} 1 \text{ átomo de } ^{12}\text{C} \end{array} \right\} N_A = 6.023 \times 10^{23}$$

Mol es la cantidad de cualquier sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos de ^{12}C hay en 12 g de ^{12}C . Es decir, es la cantidad de sustancia que contiene el N_A de átomos, moléculas, iones....