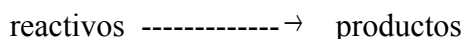


CÁLCULOS QUÍMICOS**1.- LA REACCIÓN QUÍMICA. LEYES PONDERALES**

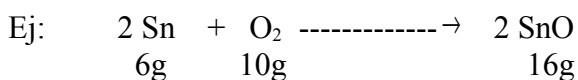
Una **reacción química** es el proceso en el que, mediante una reorganización de enlaces y átomos, una o más sustancias iniciales llamadas reactivos se transforman en otras distintas denominadas productos.



- **Leyes ponderales:** Las leyes ponderales relacionan las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química.

1.1. Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier:

En una reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

**1.2. Ley de las proporciones definidas o ley de Proust:**

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masa constante.

Ejercicio1: Completa la tabla para la reacción: $\text{Fe} + \text{S} \text{ -----} \rightarrow \text{FeS}$

masa Fe	masa S	masa FeS	Fe sobrante	S sobrante	$\frac{\text{masaFe}}{\text{masaS}}$
56	32	88	---	---	1,75
70	32				
56	40				
28	16				
12	7				
45	20				

- ¿Cómo es la relación existente entre la masa del hierro y la del azufre?

$$\% \text{ Fe} = \frac{56}{88} \times 100 = 63,6\%$$

$$\% \text{ S} = \frac{32}{88} \times 100 = 36,4\%$$

2.-LEYES VOLUMÉTRICAS DE LA REACCIONES QUÍMICAS

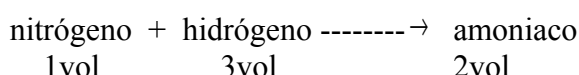
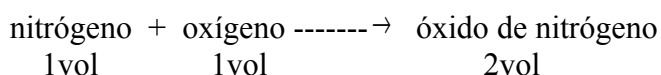
Las leyes volumétricas establecen la relación que existe entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química.

2.1. Ley de Gay-Lussac

Como ya hemos visto, hay una relación entre las masas de las sustancias que intervienen en una reacción química, pero no existe ninguna relación entre los volúmenes de los sólidos y de los líquidos que se combinan en ella, ¿y en los gases?

Ley de Gay- Lussac: En las reacciones entre gases, los volúmenes de reactivos y productos, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí relaciones numéricas sencillas.

Ej: Experiencias de Gay- Lussac:



2.2. Hipótesis de Avogadro

Para explicar las relaciones volumétricas entre reactivos y productos propuesta por Gay-Lussac, Avogadro propuso su hipótesis:

- Los elementos gaseosos están constituidos por partículas que pueden ser átomos individuales o **moléculas**, formadas por dos o más átomos.
- Volúmenes iguales de cualquier gas, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

Número de Avogadro: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

Masa atómica: de un elemento es la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (u). Ej: C=12u

Masa molecular: es la masa de una molécula expresada en u. Ej: $M_m (\text{CO}_2) = 44\text{u}$

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (moléculas, átomos, iones, etc.) de la misma.

Masa molar: de cualquier sustancia equivale a su masa atómica o molecular expresada en gramos. Ej: $M_m (\text{CO}_2) = 44\text{g}$

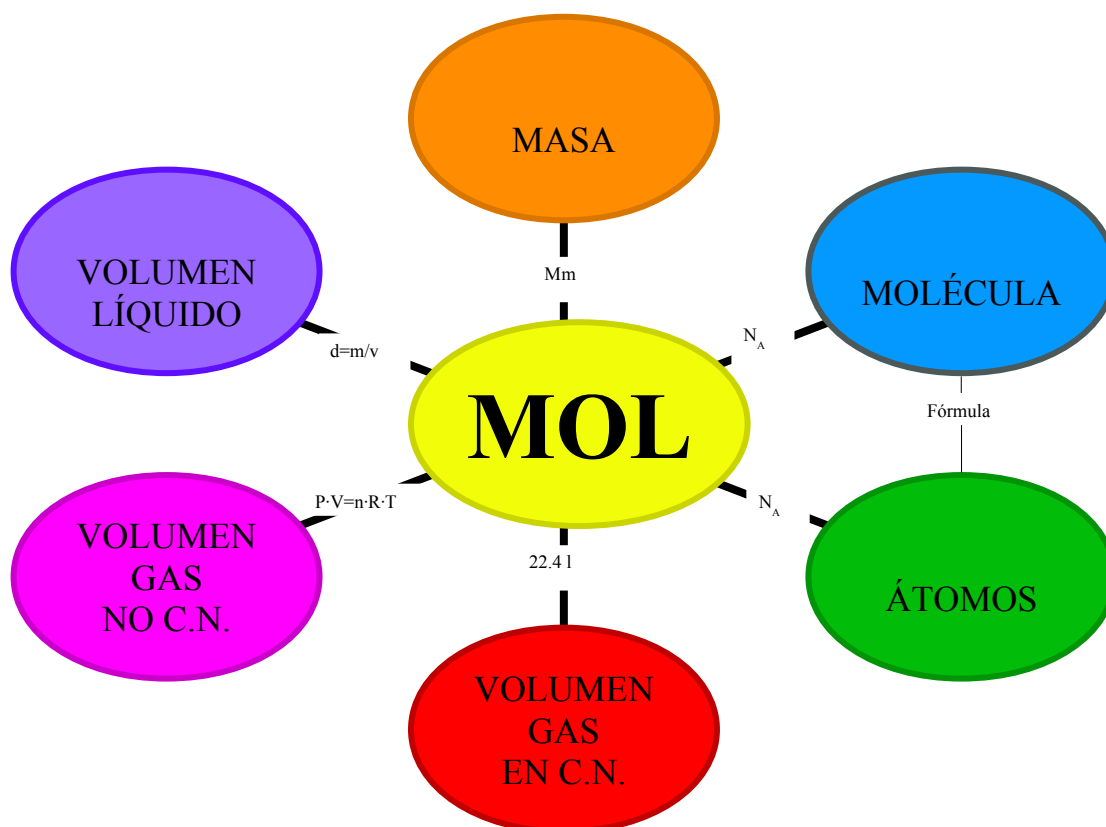
Volumen molar: es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido en condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura (1atm. y 0°C).

El volumen molar medido de todos los gases es 22,4L y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas o iones).

1 mol = 22,4L = $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas cualquier gas en c.n.

$$\text{c.n.} \begin{cases} p = 1 \text{ atm} \\ T = 0^\circ \text{ C} \end{cases}$$

Ej: 1 mol C = $6,022 \cdot 10^{23}$ át de C = 12g de C
 1 mol: CO₂ = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléc de CO₂ = 44g de CO₂



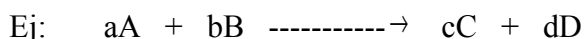
Ejercicio 2: ¿Cuántos moles y cuántas moléculas hay en 500g de agua? ¿Cuántos átomos de hidrógeno? ¿Y de oxígeno? ¿Qué volumen ocupa?

3.- ECUACIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas que constan de dos miembros separados por una flecha; a la izquierda se escriben los reactivos y a la derecha los productos.

Ej: A + B -----> C + D
 reactivos productos

En toda reacción química tiene que existir el mismo número de cada tipo de átomos a uno y otro lado de la ecuación química. Cuando la ecuación química refleja esta condición, se dice que está **ajustada**.



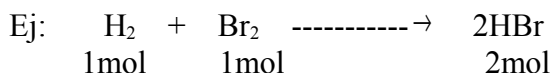
Ejercicio 3: Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $H_2 + Br_2 \longrightarrow HBr$
- b) $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$
- c) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- d) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
- e) $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$

4.- ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

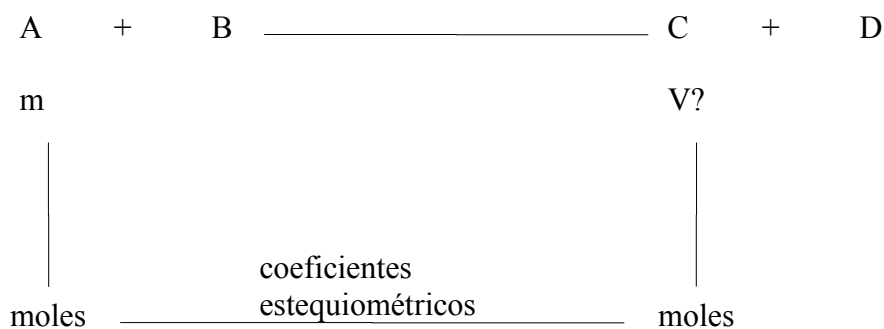
La estequiometría de las reacciones químicas estudia las proporciones en las que se combinan las sustancias en una reacción.

La ecuación química ajustada nos informa de la proporción de los reactivos y de los productos que intervienen en una reacción química. Esto nos permite calcular y saber qué cantidad (mol, masa o volumen) de reactivos se necesita para obtener una determinada cantidad de producto y viceversa.

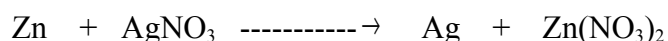


- Cálculos estequiométricos:

- 1º) Escribir la ecuación química ajustada.
- 2º) Identificar para cada sustancia la cantidad que se conoce y la cantidad que hay que calcular.
- 3º) Calcular los moles de lo que tenemos como dato.
- 4º) Usando los coeficientes estequiométricos, calcular los moles de lo buscamos.
- 5º) Pasar los moles calculados a la magnitud que nos piden.



Ejercicio 4: Si se coloca una tira de 2,6g de cinc metálico en una disolución acuosa de nitrato de plata se produce la reacción:



¿Qué cantidad de plata se obtiene?

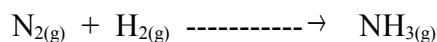
Ejercicio 5: El cloro y el hidrógeno reaccionan para dar cloruro de hidrógeno. Halla el volumen de hidrógeno que se necesita para conseguir 22,4L de cloruro de hidrógeno si la reacción transcurre a 0°C y 1atm.

Ejercicio 6: Al calentar el carbonato de calcio CaCO_3 , se descompone en óxido de calcio, CaO y dióxido de carbono, CO_2 .

a) Calcula la cantidad de óxido de calcio que se obtiene a partir de la descomposición de 200g de carbonato de calcio.

b) Determina el volumen de dióxido de carbono, medido a 0°C y 1atm, que resulta en la reacción del carbonato de calcio.

Ejercicio 7: Se hacen reaccionar 200L de nitrógeno con hidrógeno en exceso para producir amoníaco según el proceso conocido como de Haber:



Halla el volumen de NH_3 formado:

a) Si todos los gases se encuentran en c.n.

b) Si los reactivos se han medido en c.n. y los productos están a 400atm y 900°C.

5.- COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Se trata del porcentaje que hay de cada elemento en un compuesto.

Ejercicio 8: Halla la composición centesimal de la glucosa: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$M_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180\text{g}$$

$$\%C = \frac{72}{180} \cdot 100 = 40\% \quad \%H = \frac{12}{180} \cdot 100 = 6,7\% \quad \%O = \frac{96}{180} \cdot 100 = 53,3\%$$

6.- FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

- Fórmula empírica: Expresa la proporción en la que están los átomos en una sustancia.

Ej: $(\text{CH}_2)_n$

1º) Se divide el porcentaje de cada elemento entre su masa atómica.

2º) Se dividen los resultados obtenidos entre el valor más pequeño, obteniéndose así la proporción correspondiente.

Ejercicio 9: Halla la fórmula empírica del sulfuro de sodio, sabiendo que el porcentaje de sodio es de 58,9%.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Na: } 58,9\% \quad \frac{58,9}{23} = 2,56 \quad \text{---} \quad 2 \\ \text{S: } 41,1\% \quad \frac{41,1}{32} = 1,28 \quad \text{---} \quad 1 \end{array} \right\} \text{Na}_2\text{S} \quad \div 1,28$$
$$\div 1,28$$

- Fórmula molecular: Indica el número total de átomos que forman la molécula.

Ej: $(\text{CH}_2)_2 = \text{C}_2\text{H}_4$

Ejercicio 10: El ácido caproico (al que se debe el mal olor de los calcetines sucios) tiene como fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$. Halla su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 116g/mol.

$$M_m \text{C}_3\text{H}_6\text{O} = 58\text{g}$$

$$M_m (\text{C}_3\text{H}_6\text{O})_n = 116\text{g}$$

$$116 = 58 \cdot n \Rightarrow n = 2$$

$$\text{La fórmula molecular es: } (\text{C}_3\text{H}_6\text{O})_2 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$$