

# **APUNTES DE ESTUDIO FUNDAMENTOS DE LAS CIENCIAS**

*Eje Formación Remedial*

Unidad N°4:

Vicerrectoria Académica

2014

## REACCIONES

### CONCEPTOS DE MOL

**Constante de Avogadro.-** Es el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) contenido en un mol de dichas entidades;

$$N = 6,02 \times 10^{23}$$

**Mol.-** Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (por ejemplo, átomos, moléculas, unidades fórmula, etc.) como átomos hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12;

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades.}$$

**Masa molar.-** Es la masa de un mol de una sustancia.

**Unidad de masa atómica (uma).-** Duodécima parte de la masa de un átomo del isótopo de carbono-12; unidad que se emplea para establecer pesos moleculares y atómicos, a la cual se le llama dalton.

**Peso atómico.-** El peso promedio de las masas de los isótopos constituyentes de un elemento; masas relativas de los átomos de diferentes elementos. "gr"

**Masa atómica.-** De un átomo es la masa del átomo expresada en unidades de masa atómica. "uma"

**Peso molecular.-** Masa de una molécula de una sustancia no iónica en unidades de masa atómica. "uma"

**Masa molecular.-** Es la que se obtiene como suma de las de todos los átomos que intervienen en la fórmula molecular de una sustancia.

**Fórmula.-** Combinación de símbolos que indica la composición química de una sustancia.

**Composición porcentual.-** El tanto por ciento de masa de cada elemento en un compuesto.

**Fórmula empírica (fórmula más simple).-** Es la fórmula más sencilla que expresa el número relativo de átomos de cada clase que contiene; los números que figuran en la fórmula empírica deben ser enteros.

**Fórmula molecular.-** Indica el número de átomos de cada clase que están contenidos en una molécula de una sustancia. Se trata siempre de algún múltiplo entero de la fórmula empírica.

# CALCULO DE MOLES

$$1\text{MOL} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{Peso Molecular}} = 6.02 \times 10^{23} = 22.4\text{Lt.}$$

**N° de Moles a N° de Partículas** Moles → N° Avogadro

**N° de Partículas a N° de Moles** N° Avogadro → Moles

Hallar Molaridad (moles/litro) Molaridad

Hallar la masa molar (gramos/mol) Masa o PM

**N° de Gramos de sustancia a N° de Moles** Gramos → Moles

**N° de Gramos a N° de Partículas** Gramos → N° Avogadro

**N° de Moles a N° de gramos** Moles → Gramos

**N° de Partículas a N° de Gramos** N° Avogadro → Gramos

## COMPOSICION PORCENTUAL

**% en masa de los elementos que forman el compuesto**

Hay que obtener el peso molecular y luego el % de cada elemento

$$\% \text{ de un elemento: } \frac{\text{Masa del elemento}}{\text{Peso molecular}} \times 100$$

## COMPOSICION PORCENTUAL

Ej. Composición porcentual de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Pesos atómicos:

Na: 22,98.

C: 12,01.

O: 15,99.

Peso molecular:

Na:  $2 \times 22,98 = 45,96$ .

C:  $1 \times 12,01 = 12,01$ .

O:  $3 \times 15,99 = 47,97$ .

105,94 gr.

%:

$$\text{Na} = \frac{45,96}{105,94} = 0,4$$

$$\text{C} = \frac{12,01}{105,94} = 0,1$$

$$\text{O} = \frac{47,97}{105,94} = 0,5$$

= 40%

= 10%

= 50%

x 100

= 100%



## FORMULA EMPIRICA

La fórmula empírica muestra la mínima relación de números enteros de átomos presentes en un compuesto, no es la fórmula real.

Pasos:

1. Los datos del porcentaje de cada elemento dejarlos en Gramos.
2. Dividir los gramos de cada elemento por su peso atómico.
3. Dividir los resultados por el mas pequeño obtenido.
4. Establecer la formula con los datos obtenidos.
5. En caso decimal amplificar por mas pequeño para obtener enteros.



## FORMULA EMPIRICA

Ej. Formula empírica de un compuesto que tiene:  
26,57% de Potasio.  
35,35% de Cromo.  
38,07% de Oxígeno.

Estos porcentaje significan partes por %, se calcula en 100 gr.  
Por lo tanto habría  
26,57 gr. De K.  
35,35 gr. De Cr.  
38,07 gr. De O.

## FORMULA EMPIRICA

Pesos atómicos:

K: 39,10.

Cr: 51,99.

O: 15,99.

$$\begin{array}{r}
 \text{K} = \frac{26,57}{39,10} = 0,68 \\
 \text{Cr} = \frac{35,35}{51,99} = 0,68 \\
 \text{O} = \frac{38,07}{15,99} = 2,38
 \end{array}
 \left. \begin{array}{l} \\ \\ \\ \end{array} \right\} / 0,68 = \begin{array}{l} = 1 \\ = 1 \\ = 3,5 \end{array}
 \left. \begin{array}{l} \\ \\ \\ \end{array} \right\} \times 2 = \begin{array}{l} = 2 \\ = 2 \\ = 7 \end{array}
 \implies \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

## FORMULA MOLECULAR

La fórmula molecular muestra el número de átomos de cada elemento que constituyen un determinado compuesto. Es la fórmula real.

Formula molecular a partir de composición porcentual.

Ej.: Azufre y Oxígeno forman un compuesto en el cual el 40% es Azufre, con un Peso molecular de 80 gr.

Pesos atómicos:

S: 32,06.

O: 15,99.

40% de S.

60% de O.



40 gr. De S.

60 gr. De O.

$$\begin{array}{r}
 \text{S} = \frac{40}{32,06} = 1,25 \\
 \text{O} = \frac{60}{15,99} = 3,75
 \end{array}
 \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} / 1,25 = \begin{array}{l} = 1 \\ = 3 \end{array}
 \implies \text{SO}_3$$

# FORMULA MOLECULAR



Pesos atómicos:

S: 32,06.

O: 15,99.



Peso molecular:

S: 1 x 32,06 = 32,06.

O: 3 x 15,99 = 47,97.

80,03 gr.

$$\frac{\text{Formula empírica}}{\text{Peso molecular}} = \frac{160}{80} = 2$$





## ¿ Qué es una Reacción Química?

*Una reacción química es la transformación de una sustancia en otras.*

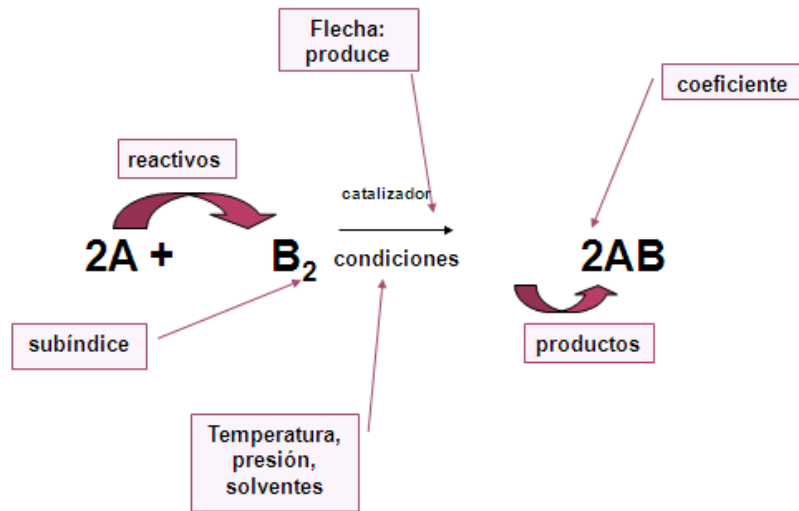
## REPRESENTACIÓN DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Para representar una Reacción Química, se utilizan las ECUACIONES QUÍMICAS:

- I. Muestran las sustancias que inician una reacción, las cuales se denominan REACTIVOS.
- II. Muestran las sustancias que se forman debido a la reacción, las cuales se denominan PRODUCTOS.
- III. Muestran la dirección a la cual progresa una reacción mediante una FLECHA (no es una igualdad).



# REPRESENTACIÓN DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

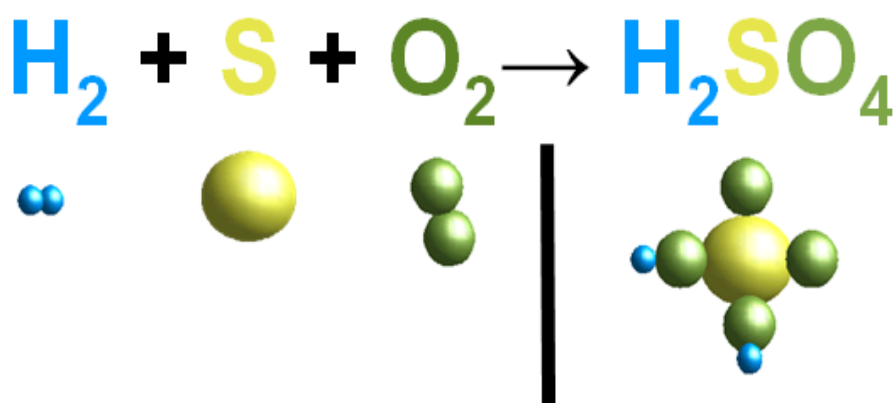


Símbolo	Significado
+	Separa 2 o más reactivos o productos
→	Separa reactivos de productos
(s)	Identifica el estado sólido
(l)	Identifica el estado líquido
(g)	Identifica el estado gaseoso
(ac)	Identifica la solución en agua
▲	Indica que es necesario aplicar calor (escribir sobre la flecha)

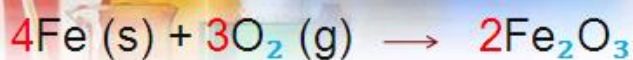
## EXPRESION DE REACCIONES

Varias Sustancias  $\longrightarrow$  Una Sustancia

Hidrógeno + Azufre + Oxígeno  $\rightarrow$  Ácido Sulfúrico



### Ejemplo



**Coefficiente:** numero escrito frente al reactivo o producto, indica el menor número de partículas de la sustancia involucrada en la reacción. También indica el numero de moles o moléculas.

**Subíndice:** numero de átomos presentes de ese elemento



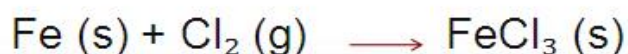
## Ecuaciones

- **Ecuaciones con Palabras**

El hierro (sólido) y el cloro (gas) reaccionan para producir cloruro de hierro (III).



- **Ecuación con Estructura básica**



## Ejercicio

- ¿Cómo escribirías la ecuación con la estructura básica que describa la reacción entre el carbono (C) y azufre (S) para formar el disulfuro de carbono (C<sub>2</sub>S)?
- El carbono y el azufre se encuentran en estado sólido.
- El disulfuro de carbono en estado líquido.

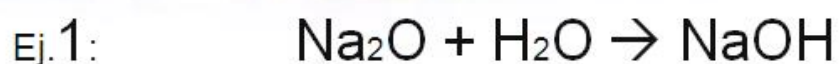
## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS



Método del Tanteo

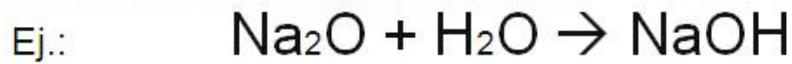
1. Verificar átomos de la ecuación.
2. Para cada átomo contar cuantos hay a la entrada y cuantos hay a la salida.

## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS

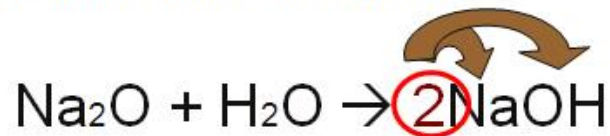


ENTRADA		SALIDA
2 átomo de Na		1 átomo de Na
2 átomo de O		1 átomo de O
2 átomo de H		1 átomo de H

## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS

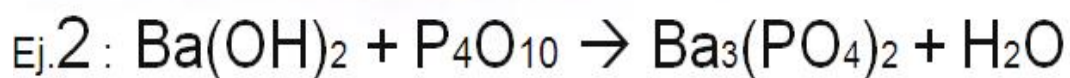


Se agrega un coeficiente 2 al Producto



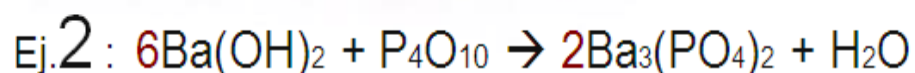
ENTRADA		SALIDA
2 átomo de Na		2 átomo de Na
2 átomo de O		2 átomo de O
2 átomo de H		2 átomo de H

## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS



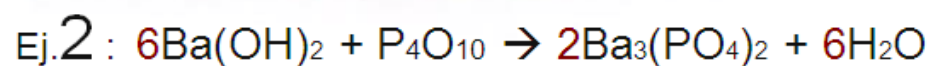
ENTRADA		SALIDA
1 átomo de Ba		3 átomo de Ba
12 átomo de O		9 átomo de O
2 átomo de H		2 átomo de H
4 átomos de P		2 átomos de P

## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS



ENTRADA		SALIDA
6 átomo de Ba		6 átomo de Ba
22 átomo de O		17 átomo de O
12 átomo de H		2 átomo de H
4 átomos de P		4 átomos de P

## BALANCE DE ECUACIONES QUIMICAS



ENTRADA		SALIDA
6 átomo de Ba		6 átomo de Ba
22 átomo de O		22 átomo de O
12 átomo de H		12 átomo de H
4 átomos de P		4 átomos de P