



Institución Educativa Particular  
«Edwin Alexander»



# UNIDADES QUÍMICAS - I



Docente: Luis Zárate Ampuero

# ESTEQUIOMETRÍA

La palabra “estequiometría” deriva del griego:

- ***Stoicheion*** = “Primer principio o elemento”
- ***Metron*** = “Medida”.

## Por lo tanto:

La **estequiometría** describe las relaciones cuantitativas:

Entre los elementos en los compuestos.



**ESTEQUIOMETRÍA  
DE  
COMPOSICIÓN**

Entre las sustancias químicas cuando sufren cambios químicos.



**ESTEQUIOMETRÍA  
DE LA  
REACCIÓN**

# UNIDADES QUÍMICAS

Es parte de la Química que se encarga del estudio de las relaciones **cuantitativas** y **cuantitativas** entre las sustancias y las unidades que la constituye (átomos, moléculas, iones).



# UNIDADES QUÍMICAS

En las reacciones químicas intervienen partículas muy pequeñas, para ello los químicos cuentan con otras unidades que se llaman unidades químicas, siendo las principales.

- Masa atómica
- Átomo gramo
- Molécula gramo
- Mol
- Peso molecular



# I. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)

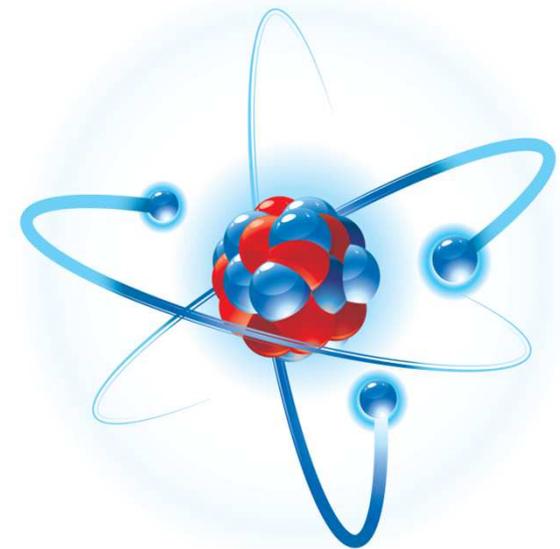
Es una unidad utilizada para expresar la masa de partículas diminutas como los átomos, moléculas, partículas subatómicas.

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Se define como la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo de Carbono - 12, el cual es denominado átomo patrón, ya que es el átomo muy estable y el más abundante de los isótopos del carbono.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} (\text{Masa C-12})$$

Átomo patrón referencias



**II. MASA ATÓMICA PROMEDIO DE UN ELEMENTO**

Llamado también “Peso Atómico (P.A)”.

Es la masa promedio de un elemento, expresado en uma, que se obtiene a partir del promedio ponderado de las masas de los isótopos de un elemento y de sus abundancias en la naturaleza de acuerdo con la relación de Francis Aston.

$$\text{P.A.}_{(E)} = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots + A_n \cdot \%_n}{100\%}$$

**Donde:**

- $A_1 ; A_2 ; \dots ; A_n$  : Masa de los isótopos en uma.
- $\%_1 ; \%_2 ; \dots ; \%_n$  : Abundancia isotópica de cada isótopo.

**Ejemplo:**

El elemento magnesio tiene dos isótopos  $\text{Mg}^{24}$  y  $\text{Mg}^{26}$ . Hallar la masa atómica promedio sabiendo que sus porcentajes de abundancia son, respectivamente, 84% y 16%.

$$\text{P.A.}_{(E)} = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots + A_n \cdot \%_n}{100\%}$$

$$\text{P.A.}_{(\text{Mg})} = \frac{24 \cdot 84 + 26 \cdot 16}{100} = \frac{2432}{100} = 24,3 \text{ uma}$$

### III. PESO ATÓMICO DE UN ELEMENTO (P.A)

Es el peso relativo del átomo de un elemento químico.

$$\text{P.A.}_{(E)} = \frac{A_{(E)}}{1 \text{ uma}}$$

#### Ejemplo:

- H = 1

- O = 16

- K = 39

- Al = 27

- S = 32

- B = 11

- Br = 80

- Ca = 40

- C = 13

Los pesos atómicos de los E.Q. se encuentran consignados en la T.P. Entre los más usuales tenemos:

- Cl = 35,5	- Fe = 56	- Mn = 55
- F = 19	- Mg = 24	- Pb = 207
- P = 31	- Hg = 201	- Si = 28
- Na = 23	- I = 127	- Cu = 64
- N = 14	- Cr = 52	- Li = 7

## IV. ÁTOMO GRAMO (at - g)

Es el peso atómico expresado en gramos.

$$1 \text{ At - g}_{(E)} = \text{P.A}_{(E)} \text{ g}$$

### Ejemplo:

- 1 at - g (N) = 14 g de "N"
- 1 at - g (Ca) = 40 g de "Ca"
- 1 at - g (O) = 16 g de "O"

**V. NÚMERO DE ÁTOMO GRAMO (# at - g)**

Es la masa o peso del elemento expresado en gramos, que corresponde a su respectivo peso atómico (g).

$$\# \text{ at-g} = \frac{W_{(E)} \text{ g}}{\text{P.A.}_{(E)}}$$

**Ejemplo:**

¿Cuántos átomos - gramos de hierro están contenidos en 280 g de este elemento?  
Sabiendo que: P.A. (Fe = 56)

$$\# \text{ at-g} = \frac{W_{(E) \text{ g}}}{\text{P.A.}_{(E)}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ at-g} = \frac{280 \cancel{\text{g}}}{56 \cancel{\text{g}}} = 5$$

→ En 280 g de hierro hay 5 at-g (Fe).

## ACTIVIDADES

1. Halla el peso atómico de un elemento que tiene dos isótopos cuyos números de masa son 40 y 42, si el primer elemento se encuentra en un 80% y el otro en un 20%.
2. ¿Cuántos at-g hay en 54 g de aluminio? Sabiendo que: P.A. (Al = 27).
3. ¿Cuántos átomo-gramos de calcio están contenidos en 400 g de este elemento?

4. Determina. ¿Cuántos at-g de hidrógeno hay en 900 g de agua?
5. ¿Cuántos at-g contiene una muestra de 216 g de aluminio? Sabiendo que: P.A. (Al = 27).
6. ¿Cuántos at-g de oxígeno contienen 20 g de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ )?

## 7. Halla el peso atómico promedio del isótopo de boro:

Isotopo	Masa Isotópica (m)	% abundancia
${}_5\text{B}^{10}$	10.01 uma	20%
${}_5\text{B}^{11}$	11.01 uma	80%

## 6. Halla el peso atómico promedio del isótopo del oxígeno:

Isotopo	Numero de Masa (A)	Masa Isotópica (m)	% abundancia
${}^8\text{O}^{16}$	16	15.9949 uma	99.76%
${}^8\text{O}^{17}$	17	16.9991 uma	0.03%
${}^8\text{O}^{18}$	18	17.9991 uma	0.21%

## VI. PESO MOLECULAR ( $\bar{M}$ )

Es el peso relativo de una molécula. Se determina sumando los pesos atómicos de los elementos teniendo en cuenta el número de átomos de cada uno.

### Ejemplo:

Halla el peso molecular del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

$$\text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g}$$

$$\text{S} = 1 \cdot 32 = 32 \text{ g}$$

$$\text{O}_4 = 4 \cdot 16 = 64 \text{ g}$$

$$\bar{M} (\text{H}_2\text{SO}_4) = \underline{98 \text{ g}}$$

# EJERCICIOS

1. Halla el peso molecular de los siguientes compuestos y escribe su nombre.



## **Nº de Avogadro: MOL (mol)**

Es la séptima unidad fundamental del S.I. Se define como la cantidad de átomos que hay en una muestra.

**Equivalencia:**

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23}$$

A este número  $6.023 \times 10^{23}$ , se le denomina Número de Avogadro, representado por  $N_A$ .

**1 mol de sustancia, contiene  $6.023 \times 10^{23}$  unidades estructurales (átomo, molécula u otras partículas).**

**Por ejemplo:**

- **1 mol (átomo) =  $6.023 \times 10^{23}$**
- **1 mol (moléculas) =  $6.023 \times 10^{23}$**
- **1 mol (electrones) =  $6.023 \times 10^{23}$**

## VII. MOL DE ÁTOMOS

Un mol de átomo expresada en gramos es igual a la masa atómica, expresado en gramos, y que contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomo del mismo.

**Fórmula:**

$$1 \text{ mol de átomo} = m.A \xrightarrow{\text{Contiene}} 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos (E)}$$

Indica la cantidad de átomos que están contenidos en una muestra.

**Fórmula:**

$$\text{N}^\circ \text{ átomo} = \text{mol de átomo} \cdot N_A$$

## VIII. MOL DE MOLÉCULAS

Es la masa molar de un compuesto expresado en gramos y que contiene  $6,022 \times 10^{23}$ .

**Fórmula:**

$$1 \text{ mol}_{(E)} = M_{(E)} \text{ g} \xrightarrow{\text{Contiene}} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}_{(E)}$$

Indica la cantidad de mol – g de un compuesto, contenidos en una determinada muestra.

**Fórmula:**

$$n = \frac{m_{(\text{compuesto})}}{\bar{M}_{(\text{compuesto})}}$$

**Ejemplo:**

Halla la cantidad de mol (n) contenidos en 180 g de agua.

$$\overline{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18_{\text{g}}$$

$$N^{\circ} \text{ mol - g} = \frac{180_{\text{g}}}{18_{\text{g}}} = 10_{\text{mol - g}}$$

En 180 g de agua hay 10 mol – g.

# EJERCICIOS

1. Halla la cantidad de mol (n) contenidos en:

- a) 170 g de  $\text{NH}_3$ .
- b) 170 g de  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- c) 2,10 g de  $\text{NaF}$ .
- d) 35,5 g de  $\text{Cl}_2$ .
- e) 1,24 g de  $\text{P}_4$ .
- f) 14,2 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .



Recuerda la  
formulita

2. Calcular el número de moles de 83 g de yoduro de potasio (KI). Siendo P.A. (K = 39,1 ; I = 126,9).
3. Se tienen 80 g de oxígeno. ¿Cuántos mol de moléculas contiene?
4. ¿Cuántos moles de  $\text{CaCO}_3$  existen en 1000 g de este compuesto?

# 7. Masa molar

Es la masa de un mol es decir de un  $N_A$  de partículas discretas.

**Ejemplos:**

1.  $\bar{M}_{O_3} = 48 \text{ g/mol}$

2.  $\bar{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$

3.  $\bar{M}_{H_2SO_4} = 98 \text{ g.mol}^{-1}$

4.  $\bar{M}_{NaCl} = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

# MASA MOLAR

Se define como la masa expresada en gramos de un mol de sustancia; de acuerdo al tipo de sustancia que se utilice, estas pueden ser:

1. Mol de átomos
2. Mol de moléculas

\* Número de moléculas (N° moléculas):

Indica la cantidad de moléculas que están contenidas en una muestra.

Fórmula:

$$\text{N}^\circ \text{ moléculas} = n \cdot N_A$$

**OBSERVACIONES**

a) 1 at – g contiene  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de E.

**Ejemplo 1:**

¿Cuántos átomos de carbono estarán contenidos en 4 at – g de este elemento?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at – g (C)} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 4 \text{ at – g (C)} \leftarrow X \end{array}$$

$$X = \frac{4 \text{ at – g (C)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ at – g(C)}} = 24,092 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa un átomo de magnesio?

$$\begin{array}{ccc}
 1 \text{ at - g (Mg)} & 24 \text{ g} & \rightarrow & 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\
 X & & \leftarrow & 1 \text{ átomo}
 \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ átomo} \cdot (24 \text{ g})}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 3,9 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

**b) 1 mol (sustancia) contiene  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de sustancia.**

### Ejemplo 1:

¿Cuántas moléculas hay en 8 mol – g de agua ?

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\
 8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \leftarrow X
 \end{array}$$

$$X = \frac{8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)}} = 48,184 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa una molécula de agua?

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ X \leftarrow 1 \text{ molécula} \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ molécula} \cdot 18 \text{ g}}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

# MASA MOLAR

Se define como la masa expresada en gramos de un mol de sustancia; de acuerdo al tipo de sustancia que se utilice, estas pueden ser:

1. Mol de átomos
2. Mol de moléculas

# 1. Mol de átomos

Es la masa atómica, expresada en gramos, y que contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomos del mismo.

$$1 \text{ mol de átomos} = \text{mA.} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ (E)}$$

# \* Número de átomos (Nº- átomos)

Indica la cantidad de átomos que están contenidos en una muestra.

$$\text{N}^{\circ} \text{ átomos} = \text{mol de átomos} \cdot N_A$$

## Ejemplos:

- 1 mol Na = 22.99 g Na =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos Na
- 1 mol Ca = 40.08 g Ca =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos Ca
- **1 mol S = 32.07 g S =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos S**

## 2. Mol de moléculas

Es la masa molar de un compuesto expresado en gramos y que contiene  $6,022 \times 10^{23}$ .

$$1 \text{ mol de moléculas} = \bar{M}_{(E)}\text{g} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}_{(E)}$$

**Ejemplo:**

Halla la masa molar                    ácido    sulfúrico  
del (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

$$\text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g}$$

$$\text{S} = 1 \cdot 32 = 32 \text{ g}$$

$$\text{O}_4 = 4 \cdot 16 = \underline{64 \text{ g}}$$

$$\bar{M} (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}$$

## \* Número de mol (n)

Indica la cantidad de mol – g de un compuesto, contenidas en una muestra.

$$n = \frac{m(g)}{M\left(\frac{g}{mol}\right)}$$

m: masa en g

M: masa molecular g/mol

## \* Número de moléculas (N° moléculas)

Indica la cantidad de moléculas que están contenidas en una muestra.

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = n \cdot N_A$$

# EJERCICIOS

1. Halla la masa molar de los siguientes compuestos y escribe su nombre.



2. Determina el peso fórmula de los compuestos carbonato de calcio y ácido nítrico. Sabiendo que: Ca(40), C(12), O(16), N(14).
3. Determina los gramos de oxígeno contenidos en 19,6 g de ácido fosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ).

4. En 8 at-g de aluminio. ¿Cuántos gramos de dicho elemento existen?
5. Determina la masa presente en 4,5 at-g de calcio, (P.A=40)
6. ¿Cuántos átomos existen en 230g de sodio?

7. Halla las mol-g que existen en 440g de anhídrido carbónico.
8. Calcula el peso molecular de un alcaloide presente en la planta de marihuana ( $C_{21}H_{30}O_2$ )
9. ¿Cuántos moles hay en 90g de agua?

## 5. Masa molecular ( $\bar{M}$ )

Es la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica (u.m.a)

**Ejemplo:**

Halla el peso molecular del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

$$\begin{array}{rcl} \text{H}_2 & = & 2 \cdot 1 = 2 \text{ g} \\ \text{S} & = & 1 \cdot 32 = 32 \text{ g} \\ \text{O}_4 & = & 4 \cdot 16 = \underline{64 \text{ g}} \\ \bar{M}(\text{H}_2\text{SO}_4) & = & 98 \text{ g} \end{array}$$

## 6. Masa fórmula ( $\bar{mF}$ )

Es la masa en u.m.a de una sola fórmula (especie iónica).

**Ejemplo:**

Halla el peso molecular del Cloruro de sodio (NaCl)

$$\text{Na} : 1 \cdot 23 = 23 \text{ g}$$

$$\text{Cl} : 1 \cdot 35,5 = 35,5 \text{ g}$$

$$\bar{M} (\text{NaCl}) = \underline{58,5 \text{ g}}$$

# EJERCICIOS

Halla la masa molecular y masa fórmula de los siguientes compuestos y escribe su nombre.

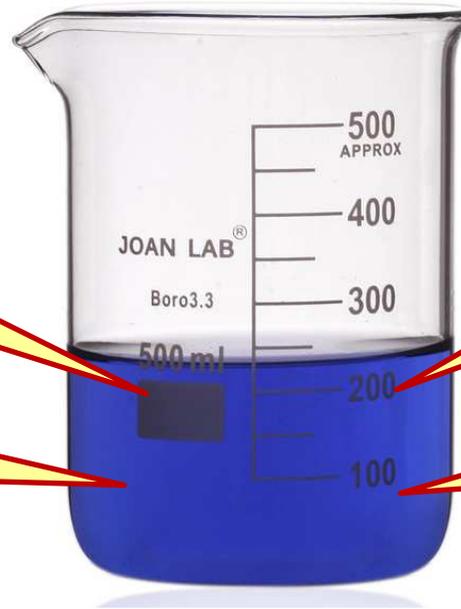


## DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS QUÍMICAS

Para determinarlo se requiere de un análisis cualitativo y cuantitativo que nos den los siguientes datos.

Elementos que constituyen el compuesto.

Los P.A. de los elementos que lo constituyen.



Composición centesimal del compuesto químico.

La masa molar del compuesto químico.

## Tipos de fórmulas:

- **Fórmula empírica**
- **Fórmula molecular**

# 1. Fórmula empírica o mínima

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g} = \frac{W(E)}{P.A(E)}$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g} = \frac{\%(E)}{P.A(E)}$$

## Ejemplo:

Determina la fórmula empírica del un hidrocarburo que posee 75% de carbono y 25% de hidrógeno. Sabiendo que: P.A. (H = 1; C = 12)

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (C)} = \frac{75}{12} = 6,25$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (H)} = \frac{25}{1} = 25$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (C)} = \frac{6,25}{6,25} = 1$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (H)} = \frac{25}{6,25} = 4$$



## 2. Fórmula molecular

$$\frac{\text{Masa molar de F.M}}{\text{Masa molar de F.E}} = n$$

Donde:

n : factor de multiplicación

$$\text{FM} = (\text{F.E})_n$$

## Ejemplo:

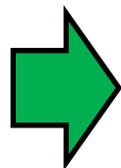
Determina la fórmula molecular cuya fórmula empírica es  $\text{CH}_2\text{O}$  y cuyo peso molecular es 180. Sabiendo que: P.A. (H = 1; C = 12)

### Solución:

La F.E es:  $\text{CH}_2\text{O}$

Peso molecular de la F.E es:  $(12 + 2 + 16 = 30)$

$$\frac{180}{30} = 6$$



## EJERCICIOS

- 1. ¿Cuál es la fórmula empírica de un hidrocarburo que posee 60% de carbono y 40% de hidrógeno?**
- 2. Un compuesto está formado por 1,52g de nitrógeno y 3,47g de oxígeno. Si se sabe que su peso molecular es 92,04g/mol. ¿Cuál será su fórmula molecular?**

- 3. Halla la fórmula mínima de un compuesto formado por 20% de hidrógeno y 80% de carbono.**
- 4. Un compuesto posee 40% de carbono, 6,67% de hidrógeno y 53.33% de oxígeno. Su fórmula empírica será.**
- 5. Halla la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula empírica es  $\text{CH}_3$  y cuyo peso molecular es 30.**

6. Determina la fórmula del compuesto cuya fórmula empírica es  $C_8H_5NO$  cuyo peso molecular es 262.
7. Cierta óxido de hierro contiene 30% de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula mínima?
8. Halla la fórmula molecular del compuesto de F.E  $CH_3$  y de peso molecular 300g/mol.

# 7. Masa molar

Es la masa de un mol es decir de un  $N_A$  de partículas discretas.

**Ejemplos:**

1.  $\bar{M}_{O_3} = 48 \text{ g/mol}$

2.  $\bar{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$

3.  $\bar{M}_{H_2SO_4} = 98 \text{ g.mol}^{-1}$

4.  $\bar{M}_{NaCl} = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$

## 8. Número de mol (n)

Es la relación entre el peso de la sustancia y la masa molecular de la sustancia.

$$n = \frac{W_{\text{(sustancia)}}}{\overline{M}_{\text{(sustancia)}}}$$

**Ejemplo:**

Halla la cantidad de mol contenidos en 180 g de agua.

$$\overline{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18_{\text{g}}$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ mol - g} = \frac{180_{\text{g}}}{18_{\text{g}}} = 10_{\text{mol - g}}$$

En 180 g de agua hay 10 mol – g.

# EJERCICIOS N°01

1. ¿Cuántos moles hay en 90g de agua?  
(O = 16)
2. ¿Cuántos moles hay en 160g de calcio?  
(Ca = 40)
3. Calcular el peso molecular de un alcaloide presente en la planta de marihuana ( $C_{21}H_{30}O_2$ ).

# EJERCICIOS N°02

1. Halla la cantidad de mol – g contenidos en:

- a) 170 g de  $\text{NH}_3$ .
- b) 170 g de  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- c) 2,10 g de  $\text{NaF}$ .
- d) 35,5 g de  $\text{Cl}_2$ .
- e) 1,24 g de  $\text{P}_4$ .
- f) 14,2 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .



Recuerda la  
formulita

2. Calcular el número de moles de 83 g de yoduro de potasio (KI). Siendo P.A. (K = 39,1 ; I = 126,9).
3. Se tienen 80 g de oxígeno. ¿Cuántos mol de moléculas contiene?
4. ¿Cuántos moles de  $\text{CaCO}_3$  existen en 1000 g de este compuesto?

**OBSERVACIONES**

a) 1 at – g contiene  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de E.

**Ejemplo 1:**

¿Cuántos átomos de carbono estarán contenidos en 4 at – g de este elemento?

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ at – g (C)} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\
 4 \text{ at – g (C)} \leftarrow X
 \end{array}$$

$$X = \frac{4 \text{ at – g (C)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ at – g(C)}} = 24,092 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa un átomo de magnesio?

$$\begin{array}{ccc}
 1 \text{ at} - \text{g (Mg)} & 24 \text{ g} & \rightarrow & 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\
 X & & \leftarrow & 1 \text{ átomo}
 \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ átomo} \cdot (24 \text{ g})}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 3,9 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) 1 mol (sustancia) contiene  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de sustancia.

### Ejemplo 1:

¿Cuántas moléculas hay en 8 mol – g de agua ?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \leftarrow X \end{array}$$

$$X = \frac{8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)}} = 48,184 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa una molécula de agua?

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ X \leftarrow 1 \text{ molécula} \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ molécula} \cdot 18 \text{ g}}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

# 9. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

**Indica el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que conforma un compuesto químico.**

## Fórmula general

$$\% (E) = \frac{\text{P.A. (E)}}{\bar{M}} \times 100\%$$

**Donde:**

**%E** : porcentaje del elemento

**P.A. (E)**: peso atómico del elemento.

**M**: masa molar del compuesto

## Ejemplos: H<sub>2</sub>O

Masa molar: 18 g/mol

Masa atómica H: 1 g/mol, O: 16 g/mol

➤ Composición % oxígeno =  $\frac{16}{18} \times 100 = 88,88\%$

➤ Composición % hidrógeno =  $\frac{2}{18} \times 100 = 11,11\%$

# EJERCICIOS

1. Calcula la composición porcentual de los elementos subrayados y escribe su nombre.



- 2. Determina la composición porcentual del ácido carbónico.**
- 3. Halla la composición centesimal de nitrógeno en el nitrato de amonio.**
- 4. ¿Qué peso de oxígeno existe en 980g de ácido sulfúrico?**
- 5. Halla el porcentaje de magnesio en el sulfato de magnesio ( $\text{MgSO}_4$ )**

**6. Cierta mineral contiene 80% de óxido férrico. ¿Cuál es su porcentaje de hierro en el mineral?**

**7. Una muestra de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  contiene 80g de aluminio. ¿Qué masa de azufre hay en la muestra?**

**8. Halla la composición porcentual del carbono en el metano.**

**OBSERVACIONES EN UNIDADES QUÍMICAS**

a) 1 at – g contiene  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de E.

**Ejemplo 1:**

¿Cuántos átomos de carbono estarán contenidos en 4 at – g de este elemento?

1 at – g (C)  $\rightarrow$   $6,023 \times 10^{23}$  átomos

4 at – g (C)  $\rightarrow$  X

$$X = \frac{4 \text{ at – g (C)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ at – g(C)}} = 24,092 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa un átomo de magnesio?

$$\begin{array}{lcl}
 1 \text{ at} - \text{g (Mg)} & 24 \text{ g} & \rightarrow & 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\
 X & & \rightarrow & 1 \text{ átomo}
 \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ átomo} \cdot (24 \text{ g})}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 3,9 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) 1 mol (sustancia) contiene  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de sustancia.

### Ejemplo 1:

¿Cuántas moléculas hay en 8 mol – g de agua ?

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\
 8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \rightarrow X
 \end{array}$$

$$X = \frac{8 \text{ mol – g (H}_2\text{O)} \cdot 6,023 \times 10^{23}}{1 \text{ mol – g (H}_2\text{O)}} = 48,184 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**Ejemplo 2:**

¿Cuántos pesa una molécula de agua?

$$\begin{array}{l} 18 \text{ g} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ X \leftarrow 1 \text{ molécula} \end{array}$$

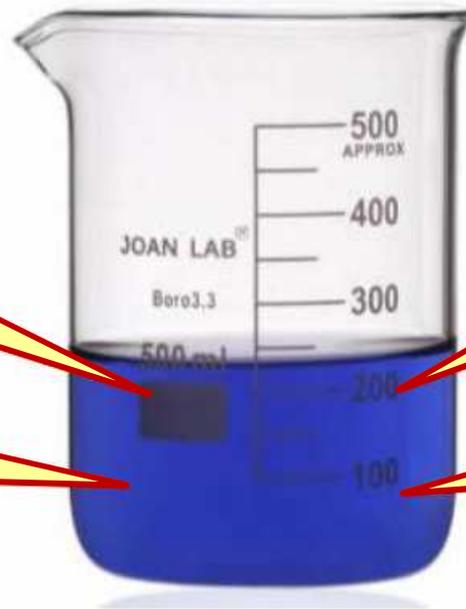
$$X = \frac{1 \text{ molécula} \cdot 18 \text{ g}}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

## DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS QUÍMICAS

Para determinarlo se requiere de un análisis cualitativo y cuantitativo que nos den los siguientes datos.

Elementos que constituyen el compuesto.

Los P.A. de los elementos que lo constituyen.



Composición centesimal del compuesto químico.

La masa molar del compuesto químico.

## Tipos de fórmulas:

- **Fórmula empírica**
- **Fórmula molecular**

## 1. Fórmula empírica o mínima

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g} = \frac{W(E)}{P.A(E)}$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g} = \frac{\%(E)}{P.A(E)}$$

## Ejemplo:

Determina la fórmula empírica del un hidrocarburo que posee 75% de carbono y 25% de hidrógeno. Sabiendo que: P.A. (H = 1; C = 12)

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (C)} = \frac{75}{12} = 6,25$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (H)} = \frac{25}{1} = 25$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (C)} = \frac{6,25}{6,25} = 1$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ at-g (H)} = \frac{25}{6,25} = 4$$



## 2. Fórmula molecular

$$\frac{\text{Masa molar de F.M}}{\text{Masa molar de F.E}} = n$$

Donde:

n : factor de multiplicación

$$\text{FM} = (\text{F.E})_n$$

## Ejemplo:

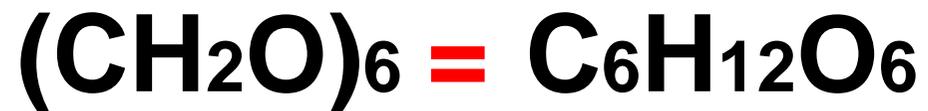
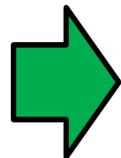
Determina la fórmula molecular cuya fórmula empírica es  $\text{CH}_2\text{O}$  y cuyo peso molecular es 180. Sabiendo que: P.A. (H = 1; C = 12)

### Solución:

La F.E es:  $\text{CH}_2\text{O}$

Peso molecular de la F.E es:  $(12 + 2 + 16 = 30)$

$$\frac{180}{30} = 6$$



## EJERCICIOS

- 1. ¿Cuál es la fórmula empírica de un hidrocarburo que posee 60% de carbono y 40% de hidrógeno?**
- 2. Un compuesto está formado por 1,52g de nitrógeno y 3,47g de oxígeno. Si se sabe que su peso molecular es 92,04g/mol. ¿Cuál será su fórmula molecular?**

- 3. Halla la fórmula mínima de un compuesto formado por 20% de hidrógeno y 80% de carbono.**
- 4. Un compuesto posee 40% de carbono, 6,67% de hidrógeno y 53.33% de oxígeno. Su fórmula empírica será.**
- 5. Halla la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula empírica es  $\text{CH}_3$  y cuyo peso molecular es 30.**

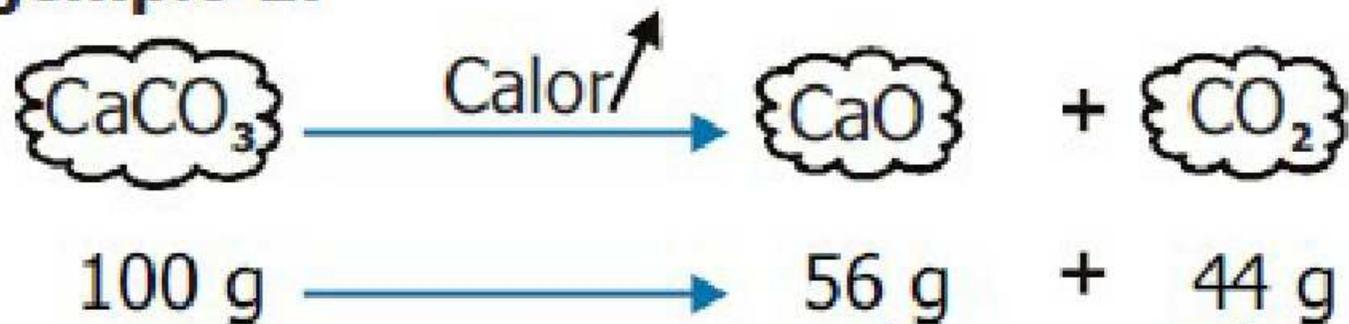
6. Determina la fórmula del compuesto cuya fórmula empírica es  $C_8H_5NO$  cuyo peso molecular es 262.
7. Cierta óxido de hierro contiene 30% de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula mínima?
8. Halla la fórmula molecular del compuesto de F.E  $CH_3$  y de peso molecular 300g/mol.

# LEYES PONDERALES

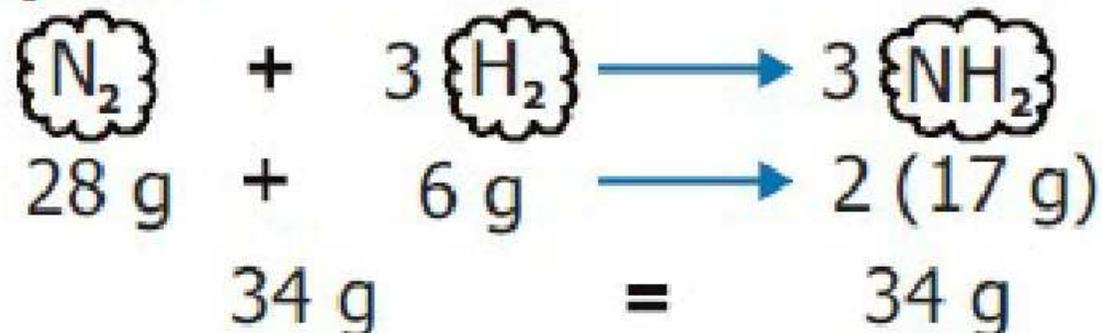
## 1. Ley de la conservación de la masa

Propuesto por: (Lavoisier 1777)

“La suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos”. Es decir, que en un sistema sometido a un cambio químico, la masa total de las sustancias implicadas permanece constante.

**Ejemplo 1:**

$$100 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

**Ejemplo 2:**

## 2. Ley de las proporciones definidas o constantes

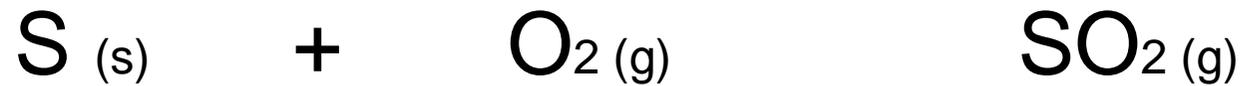
Propuesto por Proust (1799)

**“Siempre que dos sustancias se combinan para formar un compuesto, lo hace en una proporción ponderal fija y definida”.**

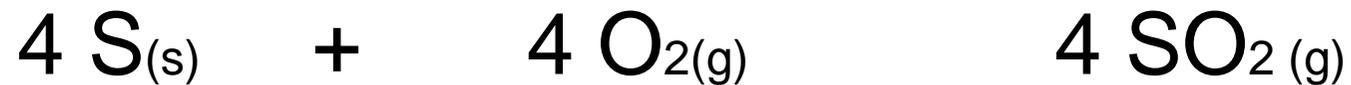
**Reactivo Limitante**, es el reactivo que limita la cantidad de producto a obtenerse, es decir, es el reactivo químico que se consume totalmente, por estar en menor cantidad.

**Reactivo en Exceso**, es parte de uno o más reactivos que se encuentra en exceso, es decir que el exceso no reacciona o no participa en el proceso.

## Ejemplo:



$$32 \text{ g} + 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$$



$$128 \text{ g} + 128 \text{ g} = 256 \text{ g}$$

### 3. Ley de las proporciones recíprocas

Propuesto por Wensel y Richter 1791

**“Los pesos de dos elementos (o múltiplos de estos pesos) que reaccionan con un mismo peso de un tercero, son los mismos pesos con que reaccionarían entre sí”.**

## Ejemplo:

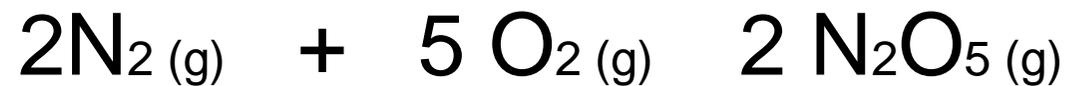


## 4. Ley de las proporciones múltiples

Propuesto por Dalton 1808.

“Cuando dos elementos forman varios compuestos, el peso de uno de ellos permanece constante, y el peso del otro varía en una proporción sencilla de números enteros”.

## Ejemplo:



# LEYES VOLUMÉTRICAS

## Ley de los volúmenes constantes y definidos:

“Existe una relación constante y definida entre los volúmenes de los gases que reaccionan y producidos, cualquier exceso deja de combinarse”.

Sabemos que a **C.N.**  $1 \text{ mol-g} = 22,4 \text{ litros}$

## Leyes de los volúmenes proporcionales:

“Los volúmenes de dos o más gases que reaccionan en un mismo volumen de un tercero, son los mismos con que reaccionan entre sí”.

4. Al quemar 36g de carbono con oxígeno la cantidad de anhídrido carbónico obtenido será. P.A (C = 12 ; O = 16)



5. Cuando la piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ) se calienta a una temperatura suficientemente alta se descomponen en cal ( $\text{CaO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ). La cantidad de cal que se obtendrá de 150g de piedra caliza será: P.A (Ca = 40 ; C = 12 ; O = 16)

