

# **ESTEQUIOMETRIA**

**Es la rama de la química que establece relaciones cuantitativas entre:**

- . Elementos en la formación de compuestos**
- . Elementos y compuesto involucrados en las reacciones químicas**

# CONCEPTOS DE ESTEQUIOMETRÍA

**SÍMBOLO**: Es una notación resumida de su nombre completo, que representa a un átomo de este elemento (C, N, O)

**FÓRMULA**: Representa a un compuesto e indica la relación existente entre el número de átomos de cada elemento que participa (NaCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

**ECUACIÓN QUÍMICA**: Representación escrita de una reacción química, que indica la naturaleza y la cantidad de la o las sustancia(s) que participan (reactantes y productos)



# LEY DE CONSERVACION DE LA MATERIA (ANTOINE LAVOISIER, 1795)

**“LA MATERIA NO SE CREA NI SE DESTRUYE,  
SOLO ES POSIBLE TRANSFORMARLA”**



# LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS (RICHTER, 1792)

LOS PESOS DE DOS SUSTANCIAS QUE SE COMBINAN CON  
UN PESO CONOCIDO DE OTRA TERCERA SON  
QUÍMICAMENTE EQUIVALENTES ENTRE SÍ

Si  $aA$  se combina con  $bB$  y....

$cC$  se combina con  $bB$

entonces  $cC$  y  $aA$

SON QUÍMICAMENTE EQUIVALENTES

**COMO CONSECUENCIA DE LA LEY DE RICHTER, A PARTIR DE UN PESO EQUIVALENTE PATRÓN (  $H = 1,008$  u  $O = 8$  ), ES POSIBLE ASIGNAR A CADA ELEMENTO UN PESO DE COMBINACIÓN QUE SE DENOMINA PESO EQUIVALENTE O EQUIVALENTE.**

# LEY DE AVOGRADO

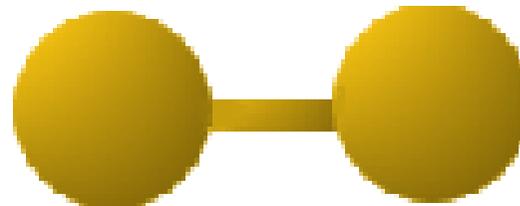
(TRATÓ DE DAR RESPUESTA A LA IMPOSIBILIDAD DE DETERMINAR LOS PESOS ABSOLUTOS DE LOS ATOMOS)

*"VOLÚMENES IGUALES DE GASES DIFERENTES CONTIENEN EL MISMO NÚMERO DE **PARTÍCULAS**, A LA MISMA PRESIÓN Y TEMPERATURA"*

Desde Avogadro hasta nuestro días la palabra partícula se utiliza para designar tanto átomos como moléculas



Una partícula  
(un átomo)



Una partícula  
(una molécula)

# Concepto de Mol

Ante la imposibilidad de determinar los pesos absolutos de los átomos (1 átomo de H pesa  $1,67 \times 10^{-24}$  g), se estableció un nuevo concepto que se conoce como **MOL** que se define como:

La cantidad de materia (g) que contiene  $6,022 \times 10^{23}$  entes elementales (átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas, etc).

**LUEGO:**

**1 mol de:**

**átomos  
moléculas  
iones  
electrones**

**Contiene:  $6.022 \times 10^{23}$**

**átomos  
moléculas  
iones  
electrones**

**Este número tan impresionante**

**602.200 trillones =  $6,022 \times 10^{23}$**

**se llama NÚMERO DE AVOGADRO.**

# ATOMO-GRAMO

**CANTIDAD DE UN ELEMENTO IGUAL A SU PESO ATÓMICO EXPRESADO EN GRAMOS.**

**Ejemplo:**

**Si el PA. del N es 14, significa que 14 g de nitrógeno corresponden a 1 at-g de N.**

## Para cualquier elemento

1 mol de átomos = 1 at – g =  $6,022 \times 10^{23}$  átomos

Ejemplos:

1 at – g de	H	=	1,008 g	=	$6,022 \times 10^{23}$ átomos
	O	=	16 g	=	$6,022 \times 10^{23}$ átomos
	S	=	32 g	=	$6,022 \times 10^{23}$ átomos

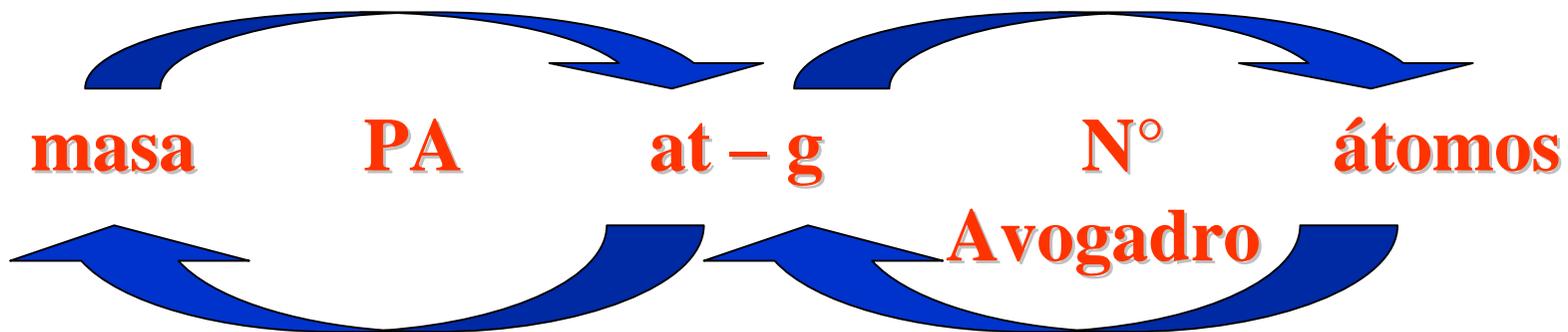
**Ejemplo 1:** Se tiene 1 g de  $\text{Cu}^\circ$  (PA = 63,55)  
¿Cuántos at-g y átomos existirán?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at - g} \longrightarrow 63,55 \text{ g} \\ x \longrightarrow 1 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 0,0157 \text{ at - g}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ at - g} \longrightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 0,0157 \longrightarrow x \end{array}$$

$$x = 9,456 \times 10^{21} \text{ átomos}$$



# MOLÉCULA - GRAMO (Mol)

Cantidad de un compuestos igual a su peso molecular expresado en gramos

Ej.  $PM_{H_2O} = 18$

Significa, que 18 g de  $H_2O$  de agua corresponden a 1 mol de agua.

$PM_{O_2} = 32$

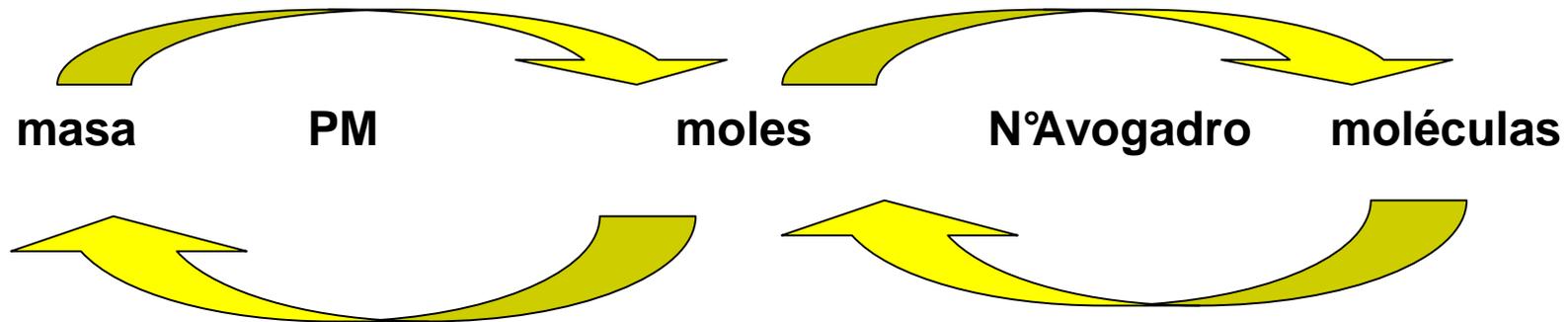
Significa, que 32 g de  $O_2$ , corresponden a un mol de  $O_2$

Para cualquier un compuesto

$$6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 1 \text{ mol de moléculas} = \text{PM (g)}$$

Peso molecular = suma de los PA de los átomos que componen al compuesto

$$1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$



**SI LA SUSTANCIA ES UN GAS, UN MOL  
OCUPA EN CONDICIONES NORMALES (0 °C, 1 atm)  
UN VOLUMEN DE 22,4 L**

**POR LO TANTO:**

**$6,022 \times 10^{23}$  MOLÉCULAS Ó PARTÍCULAS = 1 mol = 22,4 L**  
(en condiciones normales)

**Ejemplo** ¿Cuántos moles y moléculas hay en 4,25 g de amoníaco?

(NH<sub>3</sub>) PM = 17

¿Qué volumen ocupa en condiciones normales de T y P?

(0°C y 1 atm)

1 mol pesa → 17 g  
x → 4,25 g

**x = 0,25 moles**

17 g → 6,022 x10<sup>23</sup> moléculas  
4,25 → x

**x = 1,5 x10<sup>23</sup> moléculas**

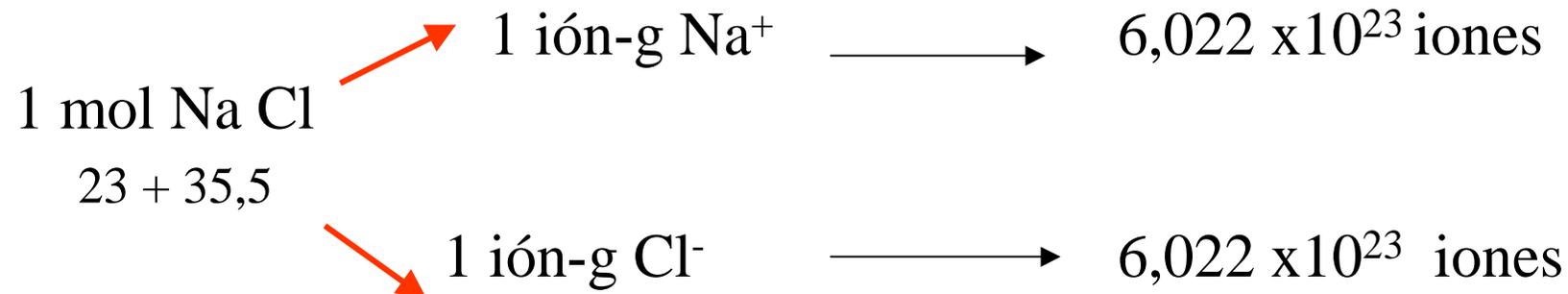
17 g → 22,4 L  
4,25 g → x

**x = 5,6 L**

## Ejemplo

¿Cuántos at-g y átomos de Na y de Cl hay en 11,7 g de Na Cl?

Ya que NaCl es un compuesto iónico, hablamos de ión – g e iones en vez de át-g y átomos



## Continuación

¿Cuántos at-g de  $\text{Na}^+$  y at-g de  $\text{Cl}^-$  tenemos en 11,7 g de NaCl?  
(como es una sal iónica podemos decir ión-g)

**1 mol pesa**  $\longrightarrow$  **58,5 g**

**x**  $\longrightarrow$  **11,7 g**

**x = 0,2 moles Na Cl**

**0,2 moles Na Cl**  $\begin{cases} \longrightarrow \text{0,2 ión-g } \text{Na}^+ \\ \longrightarrow \text{0,2 ión-g } \text{Cl}^- \end{cases}$

**1 ión - g**  $\longrightarrow$   **$6,022 \times 10^{23}$  iones**

**0,2 ión - g**  $\longrightarrow$  **x**

**x =  $1,2 \times 10^{23}$  iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$**

## Ejemplo

¿Cuántos at-g de Na hay en 39 g de  $\text{Na}_2\text{S}$ ? (PM = 78)

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 78 \text{ g} \\ x & \longleftarrow & 39 \text{ g} \end{array}$$

$x = 0,5 \text{ moles}$



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & \longrightarrow & 2 \text{ at-g Na} \\ 0,5 \text{ mol} & \longrightarrow & x \end{array}$$

$$x = 1 \text{ at-g Na}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol Na}_2\text{S} & \longrightarrow & 2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Na} \\ 0,5 \text{ mol} & \longrightarrow & x \end{array}$$

$$x = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

## En resumen



- 1 molécula constituida por 2 átomos de Na, 1 átomo de S y 4 átomos de O

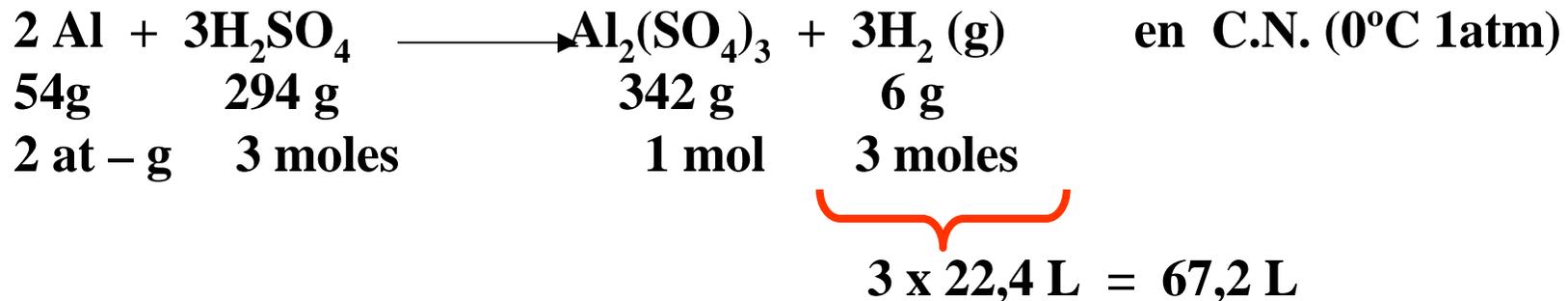
- Si tomamos el número de Avogadro de moléculas:

**1 mol que contiene: 2 át-g Na, 1 át-g S y 4 at-g**

**6,022 x 10<sup>23</sup> moléculas que contienen: 2 x 6, 022 x 10<sup>23</sup> átomos de Na, 1 x 6, 022 x 10<sup>23</sup> átomos S y 4 x 6, 022 x 10<sup>23</sup> átomos de O**

**1 mol pesa 142g y contiene 46 g de Na, 32 g de S y 64 g de O**

## ECUACION QUIMICA



### Ejemplo

**¿Cuántos moles de sal se formarán si se hacen reaccionar 73,5 g de ácido con un exceso de Al?**

294 g del ácido	$\longrightarrow$	1 mol sal
73,5 g del ácido	$\longrightarrow$	x
$x = 0,25$ moles de sal		

**¿Cuántos litros de hidrógeno se formarán?**

294 g ácido	$\longrightarrow$	67,2 L
73,5 g	$\longrightarrow$	x
$x = 16,8 \text{ L}$		

En algunos problemas se dan cantidades definidas de los 2 reaccionantes.  
En estos casos debemos determinar cuál de ellos limita la reacción.

### **Ejemplo**

**¿Cuántos moles de HCl se producirán al hacer reaccionar 13,45 g de  $\text{CuCl}_2$  con 6,8 g de ácido sulfhídrico?**



Si la reacción es 1:1 ( mol a mol) veamos cuantos moles tenemos de cada uno.

## Continuación

Para el  $\text{H}_2\text{S}$

$$n = \frac{g}{\text{PM}(g)} = \frac{6,8}{34} = 0,2 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}$$

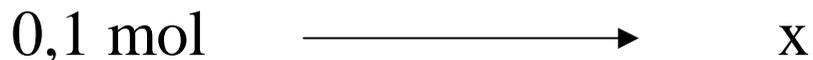
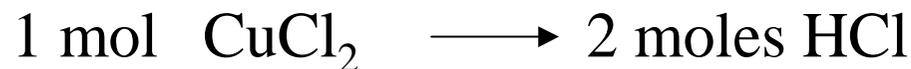
Para el  $\text{CuCl}_2$

$$n = \frac{g}{\text{PM}(g)} = \frac{13,45}{134,5} = 0,1 \text{ moles } \text{CuCl}_2$$

La relación es 1: 1

∴ reactivo limitante es el  $\text{CuCl}_2$  sobran 0,1 moles de  $\text{H}_2\text{S}$

∴ los cálculos deben realizarse utilizando el reactivo limitante



$$x = 0,2 \text{ moles HCl}$$

## **PESO EQUIVALENTE :**

**CANTIDADES DE LAS DIFERENTES  
SUSTANCIAS QUE REACCIONAN CON UNA  
CANTIDAD FIJA DE OTRA QUE SE EMPLEA  
COMO REFERENCIA.**

## PESO EQUIVALENTE :

**ES EL NÚMERO DE PARTES DE ELLA QUE SE  
COMBINA O EQUIVALE QUÍMICAMENTE  
A 1,008 PARTES DE HIDRÓGENO U 8 PARTES  
DE OXÍGENO**

**CUANDO EL EQUIVALENTE SE EXPRESA EN GRAMOS  
SE LLAMA EQUIVALENTE GRAMO (CONCEPTO  
ANÁLOGO A LOS DE ÁTOMO -GRAMO Y MOLÉCULA-  
GRAMO)**

Ej. ¿Cuánto pesa un eq-g de un metal si 0,68 g de él, tratados con HCl desprenden 0,0412 g de hidrógeno?

0,68 g metal  $\longrightarrow$  0,0412 g

x  $\longrightarrow$  1,008 g

x = 16,6 g

1 eq-g

Ej.: ¿Cuál es el PE de un metal si en 84,5 g de un óxido hay 18,8 de oxígeno?

Oxido = metal + oxígeno

84,5 g = x + 18,8 g

84,5 g - 18,8g = x

x = 65,7 g

65,7 g metal  $\longrightarrow$  18,8 g de oxígeno

x  $\longrightarrow$  8g

x = 27,95 g

1 Eq - g = 27,95 g

PE = 27,95

Para un elemento

$$PE = \frac{PA}{\text{Valencia}}$$

$$PE \text{ Al} = \frac{27}{3} = 9$$

Para un compuesto

$$PE \text{ óxido} = \frac{PM}{\text{Valencia ponderada} \\ \text{ó } N^{\circ} \text{ oxígeno} \times 2}$$

$$PE \text{ Na}_2\text{O} = \frac{PM}{2} = \frac{62}{2} = 31 \quad \therefore \quad 1 \text{ eq-g pesa } 31 \text{ g}$$

$$\text{PE CuO} = \frac{\text{PM}}{2}$$

$$\text{PE Al}_2\text{O}_3 = \frac{\text{PM}}{6}$$

$$\text{PE Anhídrido} = \frac{\text{PM}}{\text{Valencia ponderada} \\ \text{ó N}^\circ \text{ de oxígeno} \times 2}$$

---

$$\begin{array}{l} \text{PE SO}_2 = \\ \text{Anhídrido Sulfuroso} \end{array} = \frac{\text{PM}}{4} = \frac{64}{4} = 16$$

$$PE \text{ SO}_3 = \frac{PM}{6} = \frac{80}{6} = 13,3$$

Anhídrido Sulfúrico

$$PE \text{ P}_2\text{O}_3 = \frac{PM}{6} = \frac{110}{6} = 18,3$$

Anhídrido Fosforoso

$$PE \text{ P}_2\text{O}_5 = \frac{PM}{10} = \frac{142}{10} = 14,2$$

Anhídrido Fosfórico

$$PE \text{ hidróxido} = \frac{PM}{\text{N}^\circ \text{ hidróxilos}}$$

$$PE \text{ Na OH} = \frac{PM}{1}$$

$$\text{PE Mg(OH)}_2 = \frac{\text{PM}}{2}$$

$$\text{PE Al(OH)}_3 = \frac{\text{PM}}{3}$$

$$\text{PE ácido} = \frac{\text{PM}}{\text{N}^\circ \text{H}^+ \text{ reemplazables}}$$

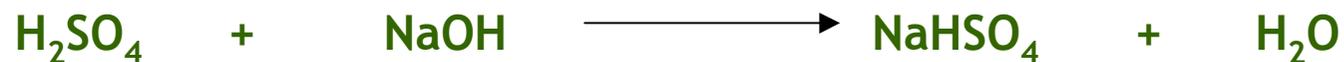
Ejemplo:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

1 eq - g de un ácido es la cantidad del ácido que contiene 1 eq - g de hidrógeno

Los PE dependen de la reacción



$$\text{PE} = \frac{\text{PM}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$



$$\text{PE} = \frac{\text{PM}}{1} = 98$$



$$\text{PE sal} = \frac{\text{PM}}{\text{Carga pond. del catión}}$$

$$\text{PE} \longrightarrow \text{NaCl} = \frac{58,5}{1}$$

$$\text{PE} \longrightarrow \text{FeSO}_4 = \frac{\text{PM}}{2} = \frac{152}{2} = 76$$

$$\text{PE} \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{399,6}{6} = 66,6$$

Si tenemos 3,33 g de  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$   
 ¿Cuántos eq - g tenemos de la sal?

$$\text{PM} = 399,6$$

$$\text{PE Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{\text{PM}}{6} = \frac{399,6}{6} = 66,6$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ eq - g} \longrightarrow 66,6 \text{ g} \\ x \longrightarrow 3,33 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 0,05 \text{ eq - g de la sal}$$

# CÁLCULO DE PESO EQUIVALENTE

1.  $PE_{\text{átomo}} = \frac{PA}{\text{valencia}}$

$PE_{Al} = \frac{27}{3} = 9$

2.  $PE_{\text{óxido}} = \frac{PM}{\text{valencia ponderada ó N° de oxígenos} \times 2}$

$PE_{CuO} = \frac{56}{2} = 28$

3.  $PE_{\text{Hidróxido}} = \frac{PM}{N° \text{ de OH}^-}$

$PE_{Ba(OH)_2} = \frac{171}{2} = 85.5$

4.  $PE_{\text{ácido}} = \frac{PM}{N° \text{ de H}^+ \text{ reemplazados}}$



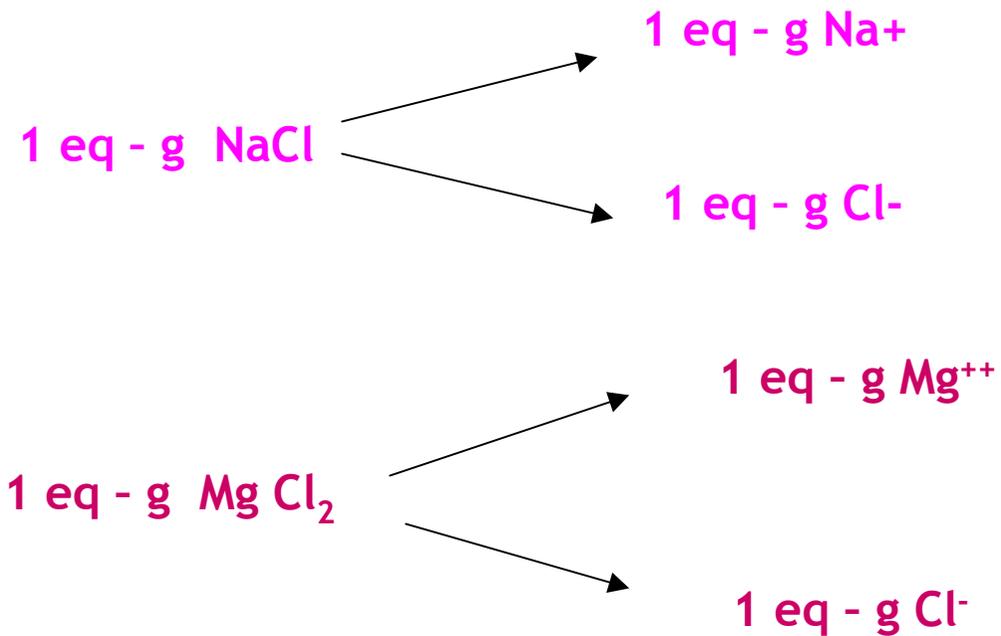
$PE_{H_2SO_4} = \frac{PM}{1} = 98$

5.  $PE_{\text{sal}} = \frac{PM}{\text{Carga ponderada del anión o catión}}$

$PE_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{342}{6} = 57$

Eq - g de los elementos presentes en un compuesto:

Si tenemos 1 eq - g de NaCl ¿Cuántos eq - g de Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> tenemos?





$$\text{PE Al} = \frac{\text{PA}}{3} = \frac{27}{3} = 9$$

$$1 \text{ eq - g} \rightarrow 9 \text{ g}$$

$$x \leftarrow 54 \text{ g}$$

$$x = 6 \text{ eq - g}$$

$$\text{PE} = \frac{\text{PM}}{2} = 49$$

$$1 \text{ eq - g} \rightarrow 49 \text{ g}$$

$$x \leftarrow 294 \text{ g}$$

$$x = 6 \text{ eq - g}$$

$$\text{PE} = \frac{\text{PM}}{6} = \frac{342}{6} = 57$$

$$1 \text{ eq - g} \rightarrow 57 \text{ g}$$

$$x \leftarrow 342 \text{ g}$$

$$x = 6 \text{ eq - g}$$

$$1 \text{ eq - g} \quad 1 \text{ g}$$

$$1 \text{ eq - g} \rightarrow 1 \text{ g}$$

$$x \leftarrow 6 \text{ g}$$

$$x = 6 \text{ eq - g}$$