



# ESTEQUIOMETRÍA II

QUÍMICA  
I MEDIO

Prof. C. Fuentes E.

- 
- **OA 20** Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.

# Recordemos:

---

**El término *estequiometría* se emplea para designar el cálculo de las cantidades de las sustancias que participan en las reacciones químicas.**

**Cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte en una reacción química, y se tiene la ecuación química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y productos.**

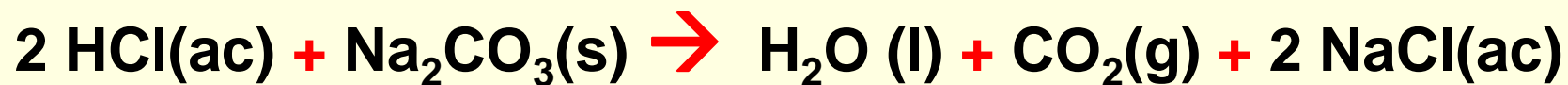
---

**Estas cantidades pueden darse en moles, masa (gramos) o volúmenes (litros).**

**Este tipo de cálculos es muy importante y se utilizan de manera rutinaria en el análisis químico y durante la producción de las sustancias químicas en la industria.**

# Simbologías anexas:

---



s: sólido

g: gas

l: líquido

ac: disuelto en agua

# LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA

También llamadas **leyes ponderales**: son la **ley de conservación de la masa**, **las leyes de las proporciones** (definidas, múltiples y recíprocas) y **la ley de volúmenes de combinación**.

Estas leyes avalan la existencia del átomo como estructura básica de la materia. Los átomos tienen masas definidas que no cambian en una reacción química. A su vez, los *compuestos* se forman por la combinación de átomos de dos o más elementos *diferentes* en una *razón* simple de números enteros, como 1 es a 1 (1:1), 2 es a 1 (2:1), 1 es a 2 (1:2), etc.



◀ La combinación de azufre (en la espátula) y el oxígeno (en el frasco) forma el gas dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ . La proporción en que se combinan el S y O es 1:2.

# Ejercitemos:

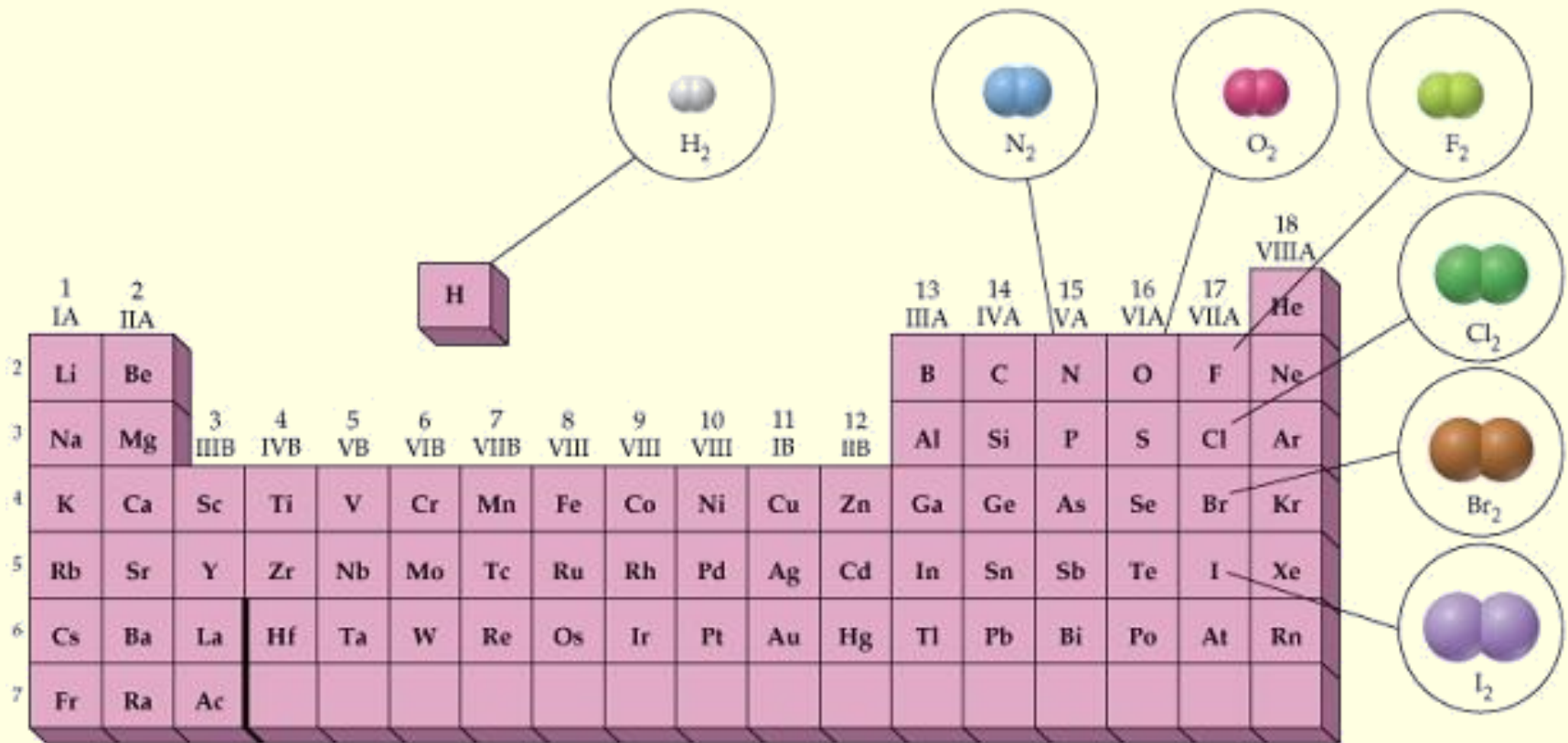
Demuestra  
lo que sabes

1. **APLICAR** El cloro (Cl) es un no metal gaseoso color verde, muy tóxico, y el sodio (Na), un metal sólido color gris metálico, muy reactivo. Cuando estos elementos se combinan, forman el compuesto cloruro de sodio (NaCl).
  - a. ¿En qué proporción se combinan los átomos de cada elemento?
  - b. ¿Por qué las propiedades del compuesto formado son tan distintas a las de sus elementos constituyentes?

Compuesto	Nombre	Razón de combinación
NaCl	Cloruro de sodio	1:1
CO <sub>2</sub>	Dióxido de carbono	1:2
H <sub>2</sub> O	Agua	2:1
HCl	Ácido clohídrico	1:1
FeBr <sub>3</sub>	Bromuro de hierro	1:3

# Moléculas diatómicas

Siete elementos existen naturalmente como moléculas diatómicas:  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ , y  $I_2$





# LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA

---

Todas las reacciones químicas cumplen fielmente dos importantes leyes de la Química; la **Ley de Lavoisier** (conservación de la masa) y la **Ley de Proust** (proporciones definidas).

El *balance* de la ecuación se hace para satisfacer la primera ley (Lavoisier). El procedimiento puede ser por simple “tanteo o intuición” deducir cuáles son los coeficientes más apropiados o bien se puede aplicar un procedimiento matemático “algebraico”.

Ejemplo:



# Por tanteo:

Hay 2 N en la izquierda. Para que hayan 2 N en el lado derecho, colocar el coeficiente 2 al  $\text{NH}_3$ :



Ahora hay dos moléculas de  $\text{NH}_3$  y  $2 \times 3 = 6$  H del lado derecho.

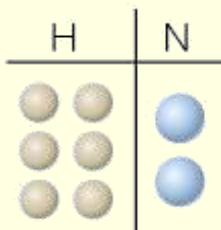
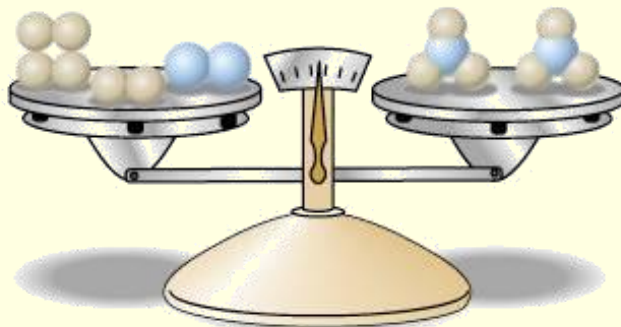
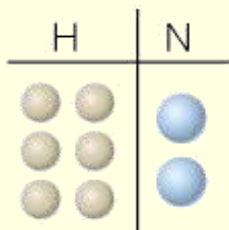
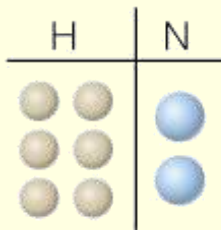
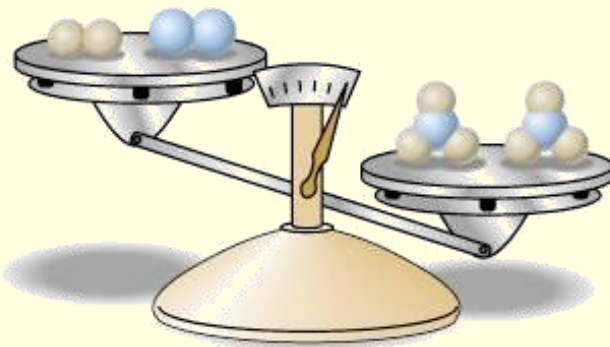
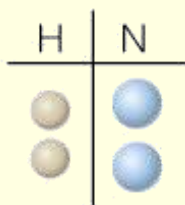
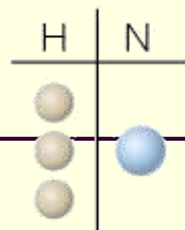
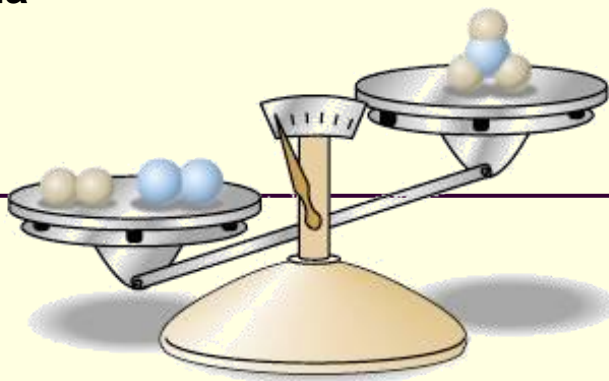
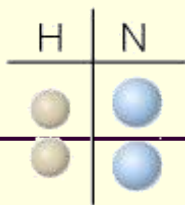
Poner coeficiente 3 al  $\text{H}_2$ .

La ecuación ahora está balanceada.

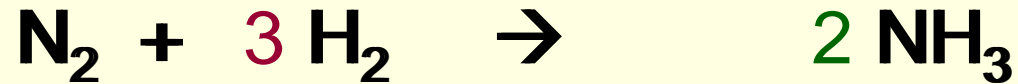


Izquierda

derecha



# Conteo y masa de los átomos



átomo	izquierda	derecha
N	$1 \times 2 = 2 \text{ (14g/mol} \times 2) = 28 \text{ g/mol}$	$2 \times 1 = 2 \text{ (14g/mol} \times 2) = 28 \text{ g/mol}$
H	$3 \times 2 = 6 \text{ (1g/mol} \times 6) = 6 \text{ g/mol}$	$2 \times 3 = 6 \text{ (1g/mol} \times 6) = 6 \text{ g/mol}$
	<b>Masa reactantes = 34 g/mol</b>	<b>Masa productos = 34 g/mol</b>

## ¿Cómo se lee esta ecuación?



1 molécula de nitrógeno (con 2 átomos) reacciona con

3 moléculas de hidrógeno (con 2 átomos) para formar:

2 moléculas de amoníaco ( Cada molécula contiene 1 átomo de N y 3 átomos de H)

1 mol de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) reacciona con

3 moles de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) para formar:

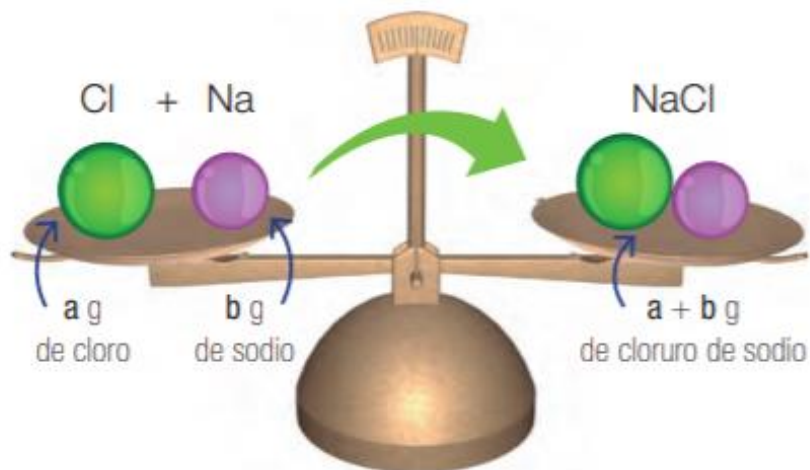
2 moles de amoníaco ( $\text{NH}_3$ )

# Ley de conservación de la masa

*La masa total de todas las sustancias presentes es la misma antes y después de llevarse a cabo la reacción química*

**“Lavoisier 1772”.**

Apliquemos la ley de conservación de la masa en la combinación del sodio con el cloro para formar cloruro de sodio.



1. **ANALIZAR E INFERIR** La imagen muestra el proceso de quemar un papel, que se transforma en cenizas y humo, y se libera energía en forma de calor y luz.



- a. ¿Por qué podemos afirmar que al quemar un papel ocurre una reacción química?
- b. ¿Será igual la masa del papel antes y después de quemarlo?, ¿por qué?
- c. ¿Cómo comprobarías que quemar un papel cumple con la ley de conservación de la masa?
2. **APLICAR** El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) es un compuesto muy utilizado en la industria química para la elaboración de papel, plásticos, cerámicas, fármacos, entre otros. Por efecto del aumento de la temperatura, este se descompone formando óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- a. Escribe la ecuación química que representa a la reacción.
- b. Si se calientan 100 g de carbonato de calcio y se producen 56 g de óxido de calcio, ¿cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  deberían liberarse para que se cumpla la ley de conservación de la masa?
- c. ¿A cuántos moles corresponde cada una de las cantidades mencionadas en b?

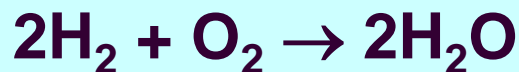


# Método de la relación molar

Se conocen varios métodos para resolver problemas estequiométricos, uno es el *método molar* o de la *relación molar*.

La relación molar es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química.

Por ejemplo, en la reacción:



Sólo hay seis relaciones molares que se aplican. Estas son:

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2}$$

La relación molar es un factor de conversión, cuyo fin es convertir, en una reacción química, la cantidad de moles de una sustancia a la cantidad correspondiente de moles de otra sustancia.

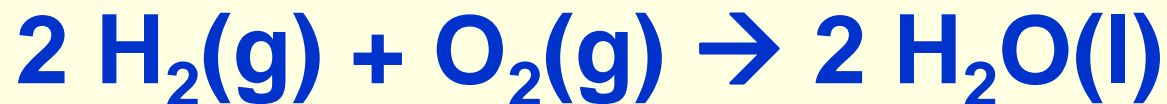
Ej.: Calcular la cantidad de moles de H<sub>2</sub>O que se pueden obtener a partir de 4.0 mol de O<sub>2</sub>

Usaremos la relación molar

$$4.0 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}} = 8.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

# Cálculos Estequiométricos

A partir de la reacción anterior, en la que reacciona el hidrógeno más oxígeno para formar agua:



**¿Cuántos moles y cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se formarán a partir de 3 moles de  $\text{H}_2$ ?**

Para responder a esta pregunta, se inicia el procedimiento poniendo la cantidad dada por el problema, es decir 3 moles de  $\text{H}_2$ .

Convirtiendo los moles de H<sub>2</sub> en moles de H<sub>2</sub>O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2 \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2} = 3,0 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Convirtiendo los moles de H<sub>2</sub>O en masa de H<sub>2</sub>O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2\text{O} \times \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

**Coincide:  $n = m/M$**   
**Donde:  $m = nM$**

También se puede convertir los moles de H<sub>2</sub> directamente en masa de H<sub>2</sub>O:

$$3,0 \text{ mol de H}_2 \times \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de H}_2} \times \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

## Otro Ejemplo, considerando los datos:

$$PA_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g/mol} \text{ y } MM_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol}$$



¿Qué masa en gramos de Cobre, deberá reaccionar con 100 g de ácido Nítrico,  $\text{HNO}_3$ ?

$$100 \text{ g de } \text{HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{63 \text{ g de } \text{HNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{4 \text{ mol de } \text{HNO}_3} \times \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 25,2 \text{ g de Cu}$$

¿Qué masa en gramos de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y de  $\text{NO}_2$  se obtendrá desde los 25,2 g de Cu?

Se deben emplear los siguientes datos:

$$\text{MM}_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 187,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}_{\text{NO}_2} = 46 \text{ g/mol}$$

Primero calculamos la masa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ :

$$25,2 \text{ g de Cu} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}} \times \frac{187,5 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}(\text{NO}_3)_2} = 74,4 \text{ g de Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Ahora calculamos la masa de  $\text{NO}_2$ :

$$25,2 \text{ g de Cu} \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \times \frac{2 \text{ mol de NO}_2}{1 \text{ mol de Cu}} \times \frac{46 \text{ g de NO}_2}{1 \text{ mol de NO}_2} = 36,5 \text{ g de NO}_2$$

¿Qué masa en gramos de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y de  $\text{NO}_2$  se obtendrá desde los 25,2 g de Cu?

**Resolviéndolo mediante “regla de tres”:**

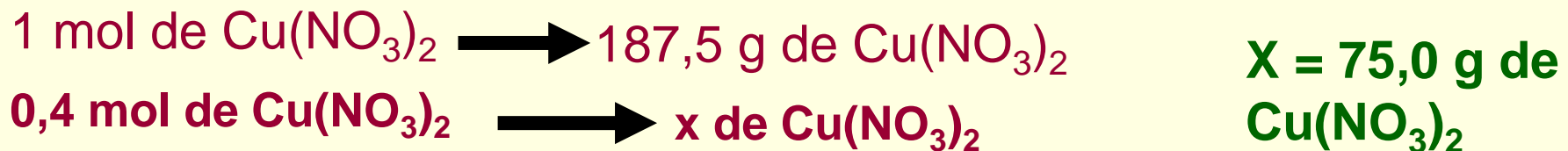
Con el PA del Cobre, calculamos los moles:



Con la ecuación balanceada, calculamos los moles de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ :



Con la MM del  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , calculamos la masa:



margen de error por aproximación