

# G11. Estequiometria

## 1 Conceptos Claves.

### 1.1. Masa

La **masa** es una magnitud física que indica la **cantidad de materia** que posee un cuerpo o sustancia. En química, se utiliza para expresar **cuánta sustancia hay** antes o después de una reacción química.

- Se mide generalmente en **gramos (g)**.
- En una reacción química, la masa se **conserva**, es decir, **la masa total de los reactantes es igual a la masa total de los productos** (ver Ley de Lavoisier más adelante).
- No depende del lugar donde se mida (a diferencia del peso, que depende de la gravedad).

### 1.2. Mol

El **mol** es una unidad fundamental en química que permite contar **cantidades muy grandes de partículas** (átomos, iones, moléculas). Dado que las partículas que forman la materia son extremadamente pequeñas, no es práctico contarlas una a una; por eso, se agrupan en “moles”.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene exactamente

$$6,022 \times 10^{23}$$

entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.). Este número se llama **Número de Avogadro** y es constante.

### 1.3. Masa Molar

La **masa molar** es la masa de **1 mol de una sustancia**. Se expresa en **gramos por mol (g/mol)** y se calcula sumando las masas atómicas relativas de los elementos en la fórmula química.

Existe una relación matemática directa que permite **convertir masa en moles**, o viceversa, usando la **masa molar**:

$$mol = \frac{masa (g)}{masa molar (g/mol)}$$

## 2 Leyes Ponderales

Las **leyes ponderales** son principios fundamentales de la química que explican **cómo se combinan las sustancias** en una reacción química en términos de **masa**. Estas leyes fueron formuladas a partir de observaciones experimentales entre los siglos XVIII y XIX y son la base de la **estequiometría**.

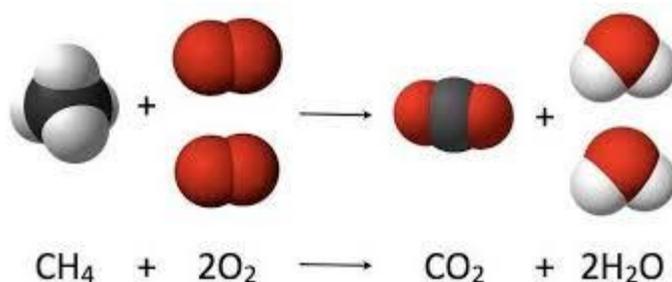
Estas leyes se llaman “ponderales” porque provienen de la palabra latina *pondus*, que significa **peso o masa**.

## 2.1 Ley de Conservación de la Masa

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

Cuando una sustancia se transforma durante una reacción química, los átomos no desaparecen ni se crean. **Solo se reorganizan**, y por eso la masa **se conserva**.

**Ejemplo:** Combustión



**Reactivos:**

Sustancia	Formula	Masa Molar (g/mol)	Cantidad (mol)	Masa Total (g)
Metano	$\text{CH}_4$	$1 * 12 + 4 * 1 = 36$	1	16
Oxígeno	$\text{O}_2$	$2 * 16 = 32$	2	64
Total Reactivos				<b>80</b>

**Productos:**

Sustancia	Formula	Masa Molar (g/mol)	Cantidad (mol)	Masa Total (g)
Dióxido de Carbono	$\text{CO}_2$	$1 * 12 + 16 * 2 = 44$	1	44
Agua	$\text{H}_2\text{O}$	$2 * 1 + 1 * 16 = 18$	2	36
Total Reactivos				<b>80</b>

## 2.2 Ley de las Proporciones Definidas.

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones fijas y definidas en masa.”

Un compuesto **puro** siempre está formado por los **mismos elementos** en la **misma proporción de masa**, sin importar su origen o método de preparación.

## Ejemplo: Agua

- Siempre tiene **2 átomos de H y 1 de O**
- Masa de 2H = 2 g/mol
- Masa de 1O = 16 g/mol
- Relación de masa:

$$\frac{H}{O} = \frac{2}{16} = \frac{1}{8}$$

No importa si el agua se obtiene al hervir, condensar o sintetizar, **la proporción 1:8 en masa se mantiene constante.**

## 2.3 Ley de las Proporciones Múltiples.

“Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro están en razón de números enteros y pequeños.”

Cuando dos elementos forman **más de un compuesto**, lo hacen en proporciones de masa que **guardan una relación simple entre sí**, como 1:2, 2:3, etc.

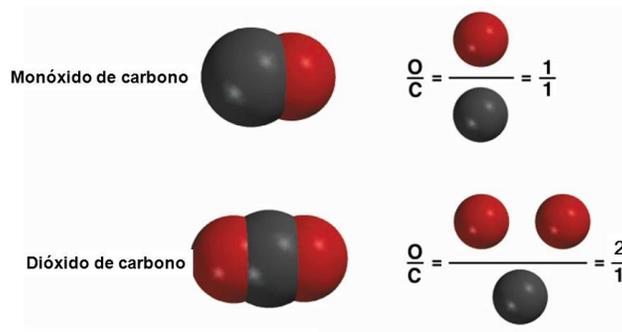
## Ejemplo: Carbono y Oxígeno

- CO → 12 g de C se combinan con 16 g de O
- CO<sub>2</sub> → 12 g de C se combinan con 32 g de O
- Proporción entre las masas de oxígeno / carbono:

$$CO \quad \frac{O}{C} = \frac{1}{1}$$

$$CO_2 \quad \frac{O}{C} = \frac{2}{1}$$

Esto muestra que **las masas de O que se combinan con la misma masa de C** están en proporción **entera y sencilla** (2:1), como predice la ley.



## 3 Reactivo limitante y en exceso.

Un **reactivo** es una sustancia que **participa en una reacción química**.

Es decir, es una sustancia que **se transforma** cuando ocurre un cambio químico, para formar una o más sustancias nuevas llamadas **productos**.

### 3.1 ¿Qué es reactivo limitante?

Es el **reactivo que se agota primero** durante una reacción química.

Cuando se termina, **la reacción no puede continuar**, aunque todavía haya del otro reactivo disponible.

“El reactivo limitante es el que **controla cuánto producto se puede formar**.”

### 3.2 ¿Qué es reactivo en exceso?

Es el reactivo que **sobra** después de que la reacción ha terminado.

No se consume completamente porque **ya no queda reactivo limitante con el cual reaccionar**.

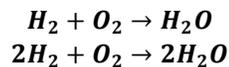
“El reactivo en exceso **no limita la producción**, pero es útil saber cuánto queda para reutilizar o desechar.”

#### Ejemplo:

Se hacen reaccionar **5 gramos de hidrógeno (H<sub>2</sub>)** con **80 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>)**.

Se desea saber: ¿Cuál es el reactivo **limitante**?, ¿Cuál es el reactivo **en exceso** y cuánto sobra?, ¿Cuántos gramos de agua (H<sub>2</sub>O) se producen?

#### 1. Balancear reacción



#### 2. Calcular los moles de cada reactivo

- H<sub>2</sub>: 2 g/mol
- O<sub>2</sub>: 32 g/mol

$$\begin{aligned} n(H_2) &= \frac{5 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol} \\ n(O_2) &= \frac{80 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol} \end{aligned}$$

### 3. Compara los moles según la proporción estequiométrica

De la ecuación balanceada:

- **2 mol de H<sub>2</sub>** reaccionan con **1 mol de O<sub>2</sub>**

Entonces comparamos:

$$\frac{n(H_2)}{2} = \frac{2,5}{2} = 1,25$$
$$\frac{n(O_2)}{1} = \frac{2,5}{1} = 2,5$$

El menor valor lo tiene el H<sub>2</sub>

- **Reactivo limitante: H<sub>2</sub>**
- **Reactivo en exceso: O<sub>2</sub>**

### 4. Calcular cuánto sobra del reactivo en exceso

La proporción dice que 2 mol H<sub>2</sub> → 1 mol O<sub>2</sub>

Si tienes 2,5 mol de H<sub>2</sub>, entonces se necesitan:

$$\frac{1}{2} \times 2,5 = 1,25 \text{ mol de } O_2$$

Pero tienes 2,5 mol de O<sub>2</sub> → sobra:

$$2,5 - 1,25 = 1,25 \text{ mol de } O_2$$

Convertimos a gramos:

$$1,25 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 40 \text{ g de } O_2 \text{ en exceso}$$

### 5. Calcular cuántos gramos de agua se producen

La ecuación dice:

- 2 mol de H<sub>2</sub> → 2 mol de H<sub>2</sub>O

Entonces:

- 2,5 mol de H<sub>2</sub> → 2,5 mol de H<sub>2</sub>O

$$\text{Masa de } H_2O = 2,5 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 45 \text{ g de } H_2O$$