

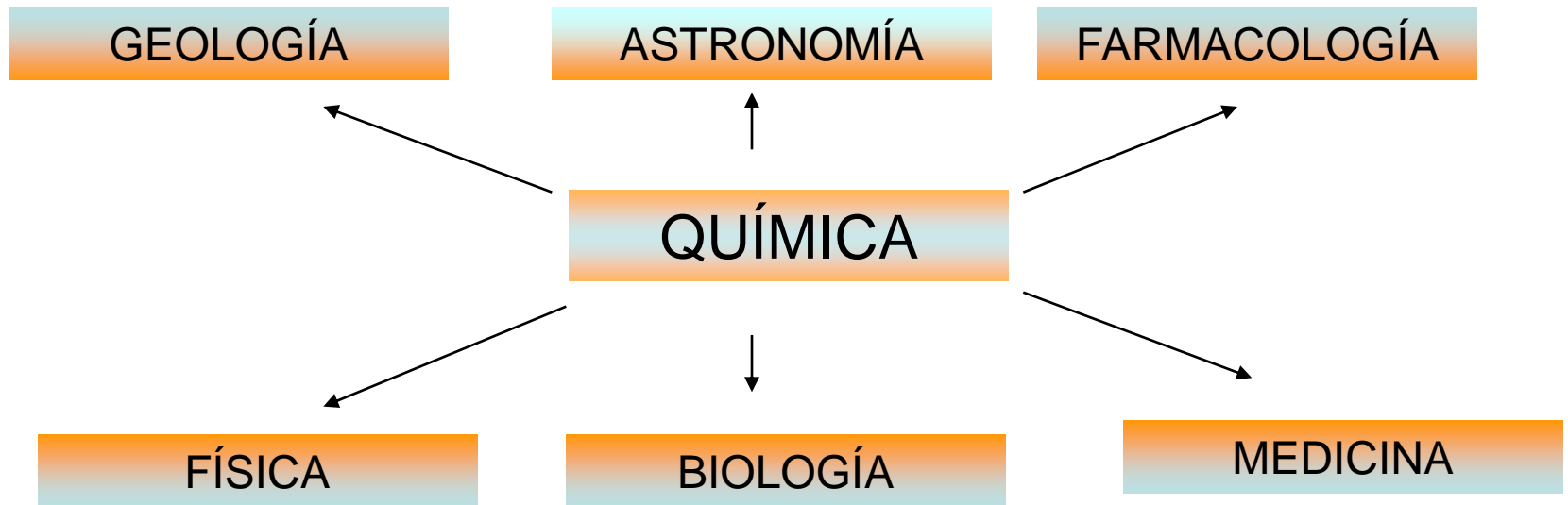
# Tema 1. Conceptos Básicos en Química

- Química
- Átomo: números másicos y atómicos
- Mol
- Fórmulas empíricas y moleculares
- Reacciones químicas
- Gases
- Disoluciones

# ¿Qué es la Química?

- Ciencia que estudia la composición y propiedades de las sustancias y las reacciones por las que unas sustancias se transforman en otras.

El lenguaje de la Química es un lenguaje científico universal que se emplea ampliamente fuera de la Química



# Modelo del átomo

Desde los tiempos de Rutherford, se han descubierto muchas partículas subatómicas. Sin embargo para los químicos para describir el átomo son suficientes tres partículas:

**ELECTRÓN, PROTÓN, NEUTRÓN.**

**Electrones: carga  $-1$**

**Protones: carga  $+1$**

**Neutrones: carga  $0$**

**En principio, los átomos son eléctricamente neutros**

**Número de electrones = número de protones**

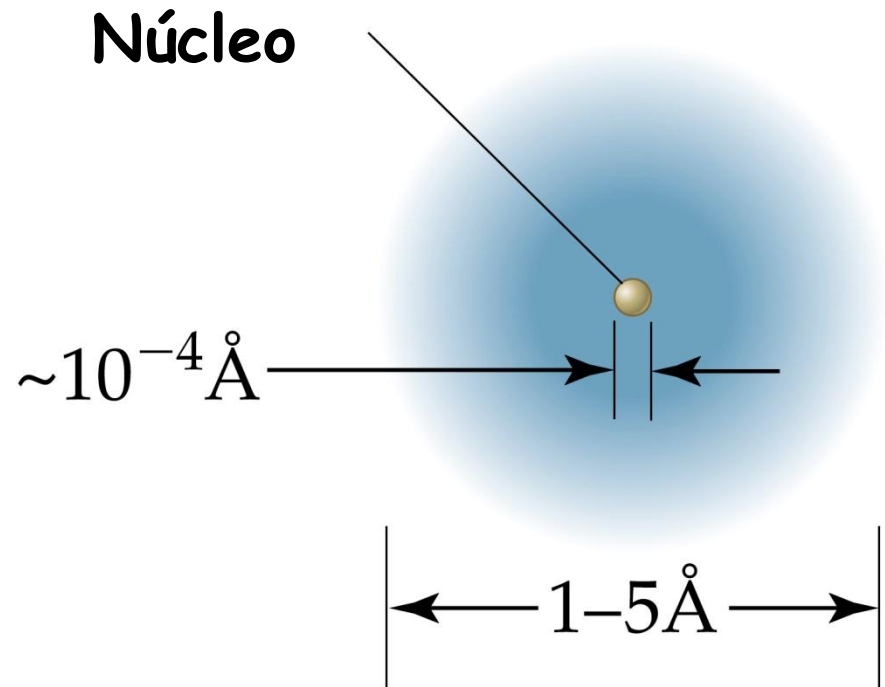
# Componentes del Átomo

- Los átomos son muy pequeños, con diámetros comprendidos entre  $1 \times 10^{-10}$  m y  $5 \times 10^{-10}$  m, o 100-500 pm.

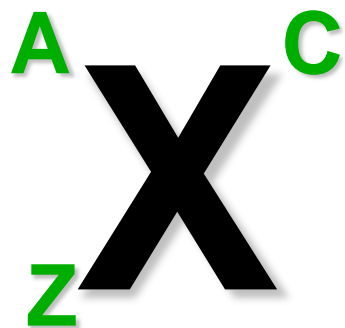
$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

- Una unidad muy extendida para medir dimensiones a escala atómica es el angstrom ( $\text{\AA}$ ).

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$



Partícula	Localización	Carga relativa	Masa relativa
Protón	Núcleo	+1	1.00728
Neutrón	Núcleo	0	1.00867
Electrón	Fuera del núcleo	-1	0.00055



**A** – Masa atómica

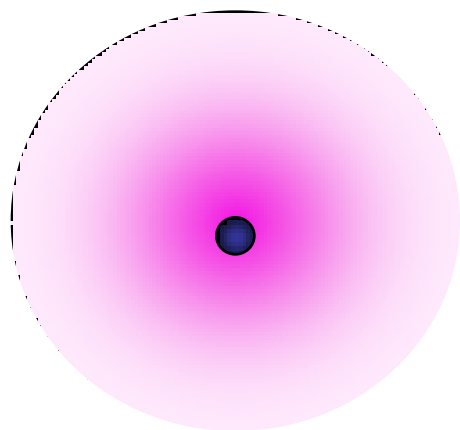
**Z** – Número atómico

**C** – Carga

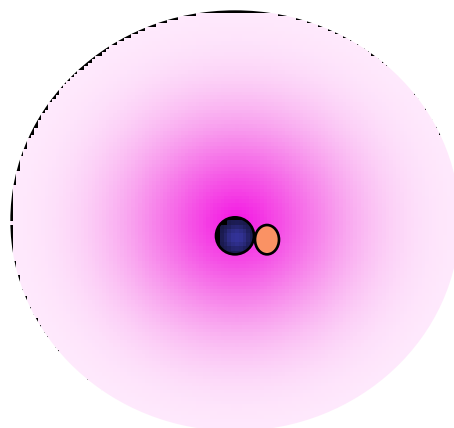
Nº Total Protones y Neutrones

Nº Total Protones o de Electrones

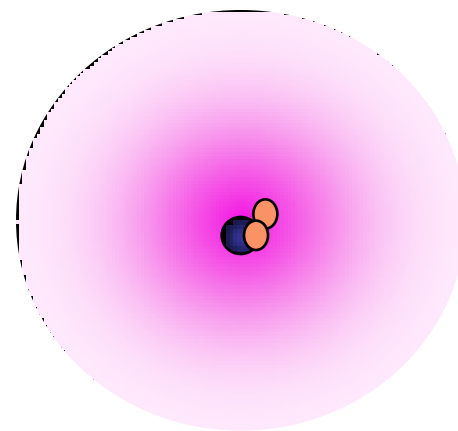
Valores + o -



${}^1_1\text{H}$



${}^2_1\text{H}$

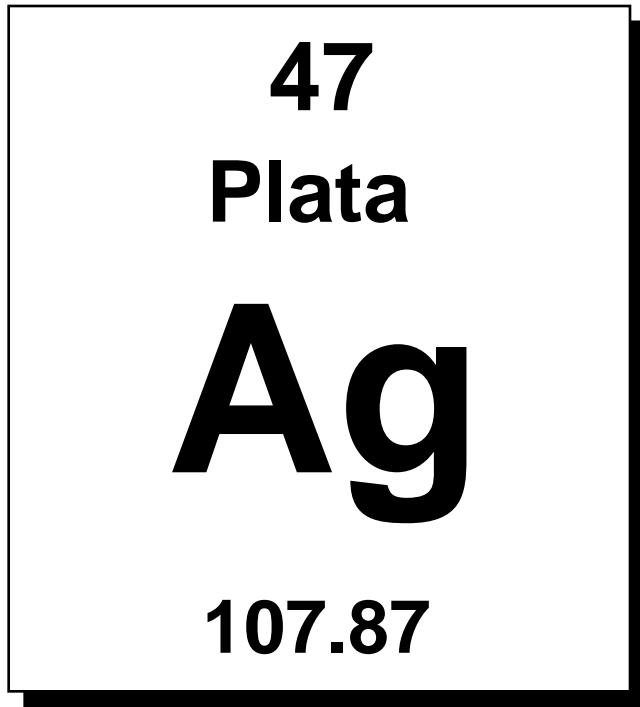


${}^3_1\text{H}$

**A - Z = número de neutrones**



## Introducción a la Tabla Periódica



**Número Atómico**

**Nombre del elemento**

**Símbolo del Elemento**

**Masa atómica (peso)**

- *Se conocen 109 elementos*
- 87 son metales
  - 26 son radiactivos
    - 16 son artificiales (todos radiactivos)
      - 11 son gases
      - 2 son líquidos

## Masas Atómicas: Escala del carbono 12.

Se define **(DE FORMA ARBITRARIA)** la masa del isótopo  $^{12}\text{C}$  como equivalente a 12 **unidades de masa atómica** (umas)

$$1 \text{ uma} = 1/12 \text{ la masa del } ^{12}\text{C} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$$

De esta forma puede construirse una **escala relativa** de pesos atómicos, que suele aparecer en la Tabla Periódica.

Masas relativas:

$A_r$  Masa atómica relativa

$M_r$  Masa Molecular relativa

$I_r$  Masa Isotópica relativa

## Masas atómicas y abundancia isotópica

- El carbono presenta tres isótopos en la Naturaleza:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$ .
- La existencia de dos o más isótopos de un mismo elemento se puede demostrar utilizando un espectrómetro de masas.
- La masa atómica del elemento es la media proporcional de las masas de los isótopos que lo componen:

	Masa atómica (g/mol)	Abundancia (%)
$^{35}\text{Cl}$	34.97	75.53
$^{37}\text{Cl}$	36.97	24.47

La masa atómica relativa del cloro es:

$$34.97 \times \frac{75.53}{100} + 36.97 \times \frac{24.47}{100} = \boxed{35.46 \text{ g/mol}}$$

# Masa molecular

La masa molecular ( $M_r$ ) es igual a

la suma de las masas atómicas relativas de los átomos de la fórmula de dicha sustancia:

$$M_r (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 A_r (\text{H}) + A_r (\text{S}) + 4 A_r (\text{O}) =$$

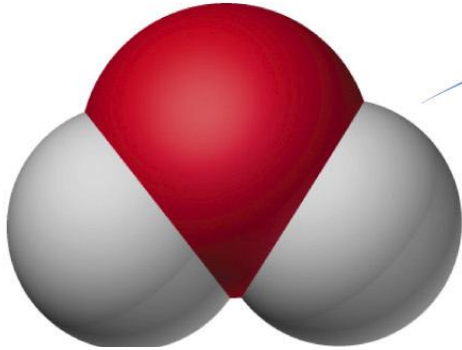
$$2 \times 1.0 + 32.0 + 4 \times 16.0 = 98.0 \text{ g/mol}$$

La masa de un mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es 98 gramos

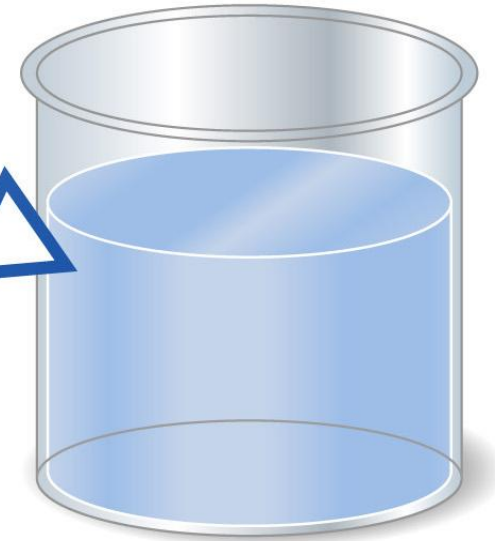
# El mol

Laboratory-sized  
sample

Single molecule



Avogadro's  
number of  
molecules  
( $6.02 \times 10^{23}$ )



$$n_{\text{moles}} = N_{\text{molecules}} / N_A$$

$$n_{\text{moles}} = m(\text{g}) / M_r(\text{g/mol})$$

# Conversiones mol-gramo

Para convertir en moles (n) los gramos (m) de cualquier sustancia sólo hay que dividir por la masa molecular (M) de dicha sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

¿Cuántos moles hay en 24.5 g de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)?

M= 98 g/mol

$$\frac{24,5 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}}{98 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} / \text{mol de H}_2\text{SO}_4} = 0.25 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

# FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

## FÓRMULA EMPÍRICA:

Es la relación más sencilla de números enteros entre los átomos que componen la molécula.

## FÓRMULA MOLECULAR:

Los números relativos de los átomos son los de la molécula real del compuesto.

## FÓRMULA ESTRUCTURAL:

Indica cómo están enlazados los átomos en la molécula.

# FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

La *fórmula empírica* no tiene necesariamente que coincidir con la *fórmula molecular*.

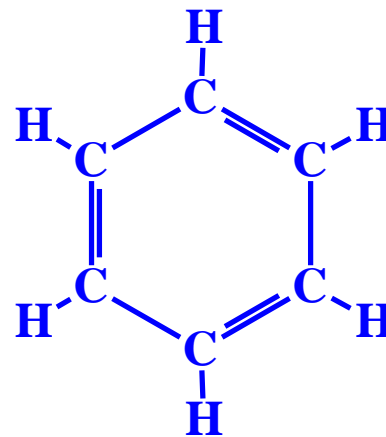
*fórmula molecular* =  $n \times$  *fórmula empírica*

Por ejemplo, BENCENO:

Fórmula empírica: CH,

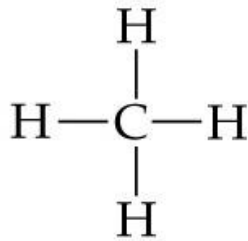
Fórmula molecular: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

Fórmula estructural:

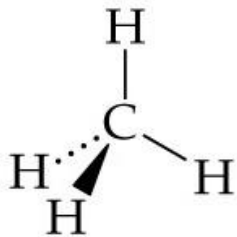


# Moléculas e iones

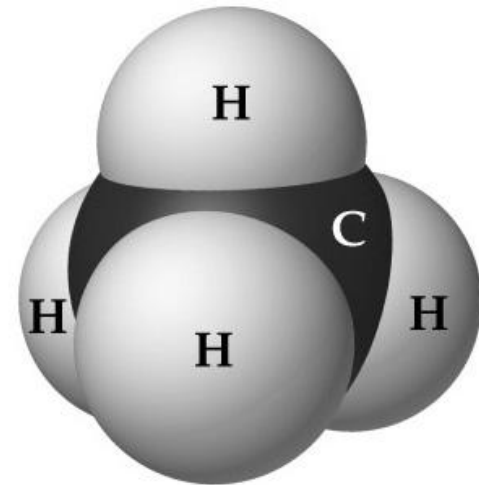
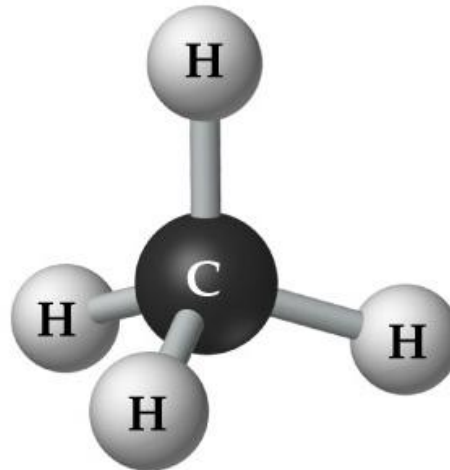
Una molécula puede representarse de distintas formas...

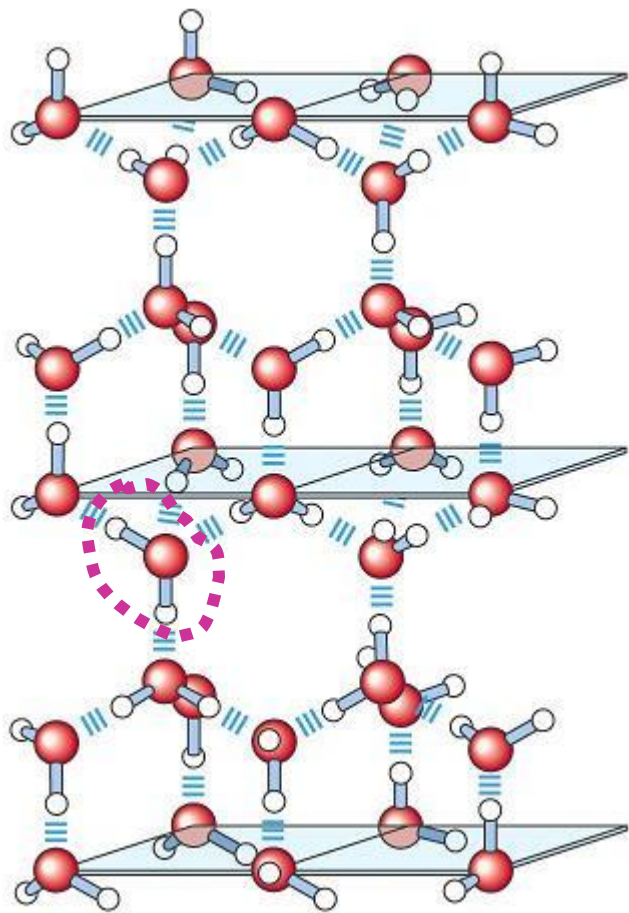


Fórmula Estructural

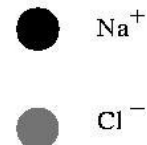
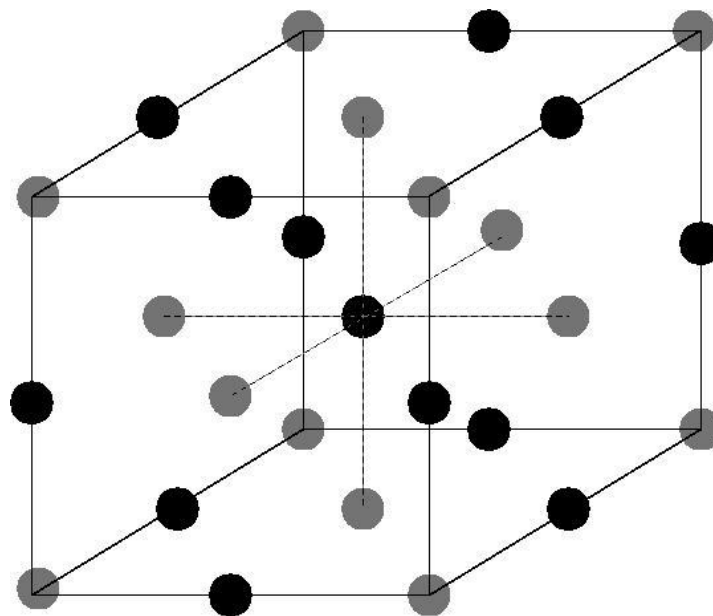


METANO  $\text{CH}_4$

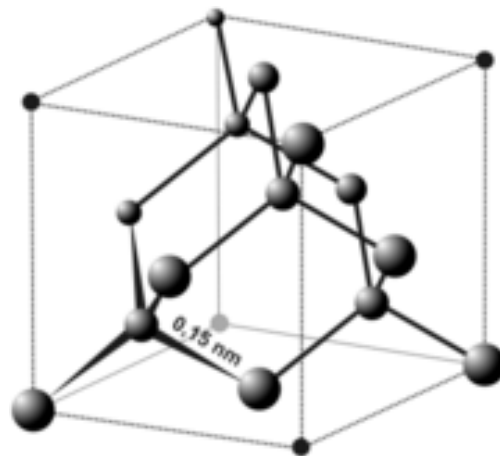




**Hielo**



**NaCl**



**C(diamante)**

# Fórmula empírica

**Ejemplo:** calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O.

a) Se calcula el número de moles de cada elemento:    b) Y se divide por el menor número de moles

$$6.64 \text{ g de K} \times \frac{1 \text{ mol de K}}{39.1 \text{ g de K}} = 0.170 \text{ mol de K} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol K} / \text{mol K}$$

$$8.84 \text{ g de Cr} \times \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52.0 \text{ g de Cr}} = 0.170 \text{ mol de Cr} / 0.170 \text{ mol K} = 1 \text{ mol Cr} / \text{mol K}$$

$$9.52 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16.0 \text{ g de O}} = 0.595 \text{ mol de O} / 0.170 \text{ mol K} = 3.5 \text{ mol O} / \text{mol K}$$



# Fórmula molecular

Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer:

- la fórmula empírica
- la masa molecular

**Ejemplo:** la fórmula empírica de la glucosa es  $\text{CH}_2\text{O}$ , y su masa molecular es 180. Escribir su fórmula molecular.

$$\text{fórmula molecular} = n \times (\text{CH}_2\text{O})$$

$$\text{Masa molecular} = n \times \text{Masa}(\text{CH}_2\text{O})$$

$$\text{Masa}(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30$$

$$n = \frac{180 \text{ g/mol glucosa}}{30 \text{ g de CH}_2\text{O}} = 6 \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_6 \Rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

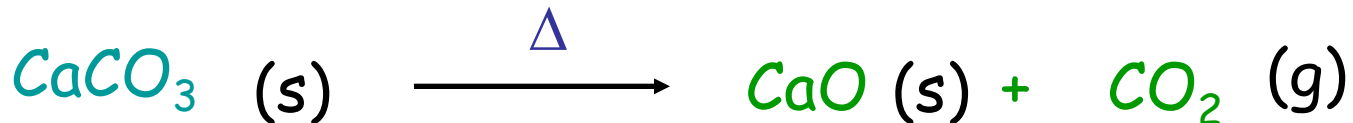
# Reacciones Químicas y Ecuaciones Químicas

- **Reacción Química:** Proceso en el cual un conjunto de sustancias (reactivos) se transforma en otro conjunto de nuevas sustancias (productos).
- **Ecuación Química:** Indica las sustancias y la proporción en que participan en la reacción

# Ecuaciones Químicas

## ■ Una ecuación química debe contener:

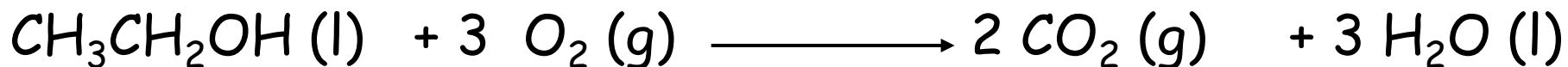
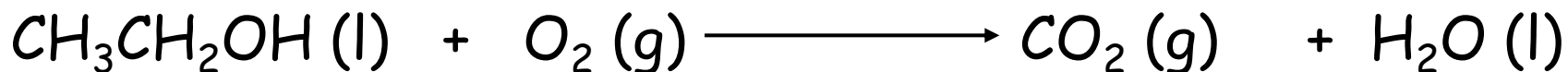
- Todos los reactivos
- Todos los productos
- El estado físico de las sustancias
- Las condiciones de la reacción, P, T, cat,...
- Las proporciones de reactivos  
y productos



# Ajuste de ecuaciones químicas

Debe cumplirse la ley de conservación de la masa.

Debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, en los reactivos y en los productos.

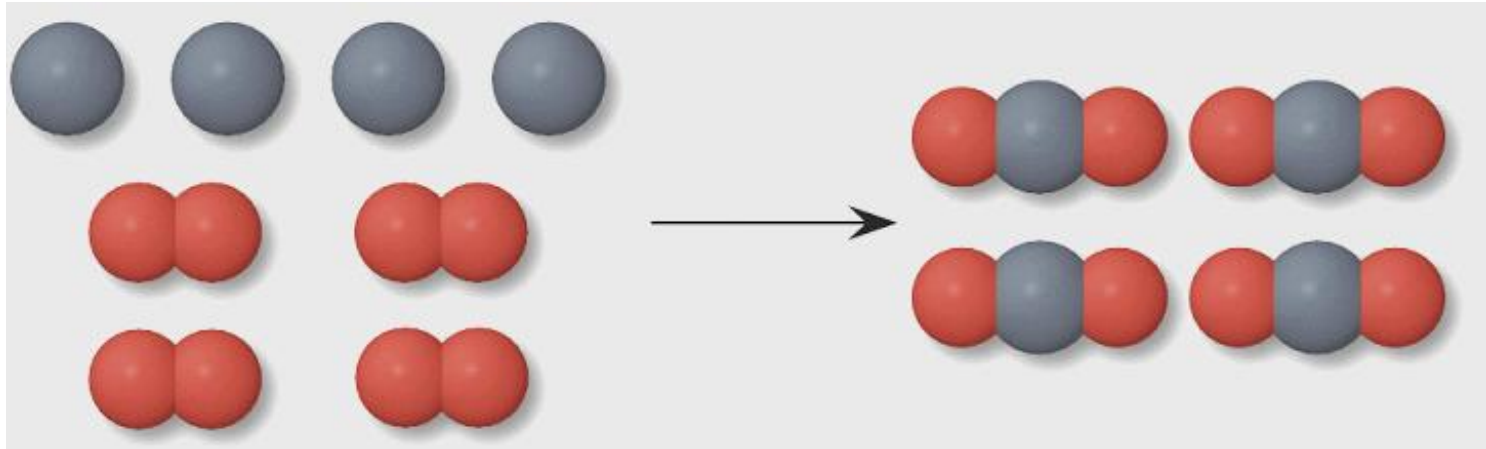


Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1774):

La masa total de las sustancias antes y después de una reacción química es la misma.

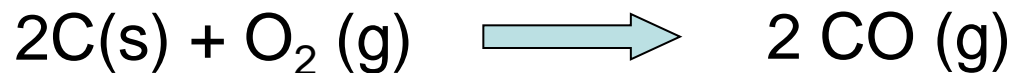


**1 átomo de carbono combina con 2 de oxígeno (1 molécula de O<sub>2</sub>) para dar una moléculas de CO<sub>2</sub>**

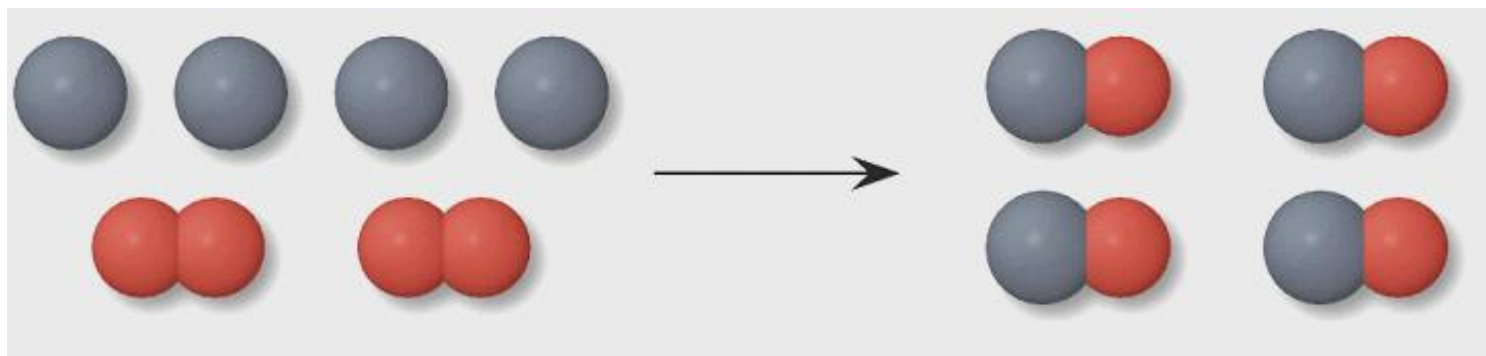


**1 mol de carbono combina con 2 moles de oxígeno (1 mol de O<sub>2</sub>) para dar un mol de CO<sub>2</sub>**

**12 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 44 de CO<sub>2</sub>**



**2 átomos de carbono combinan con 2 de oxígeno (1 molécula de O<sub>2</sub>) para dar 2 moléculas de CO**



**2 moles de carbono combinan con 2 moles de oxígeno (1 mol de O<sub>2</sub>) para dar 2 moles de CO**

**24 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 56 de CO**

# Relaciones de masa de las ecuaciones



4 moles de Fe reaccionan con 3 moles de O<sub>2</sub> para dar 2 moles de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Ejemplo: ¿Cuántos moles de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se producirán a a partir de...

4 moles de Fe?

2

2 moles de Fe?

1

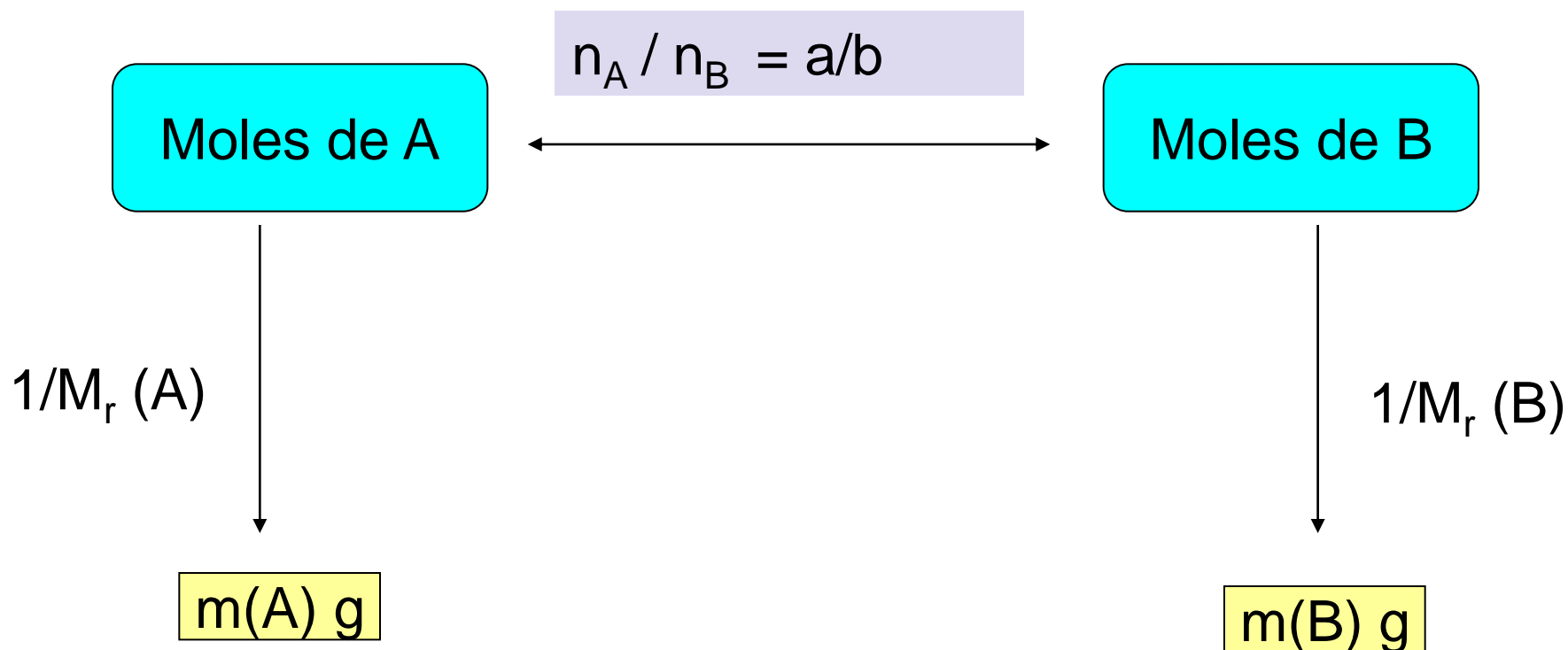
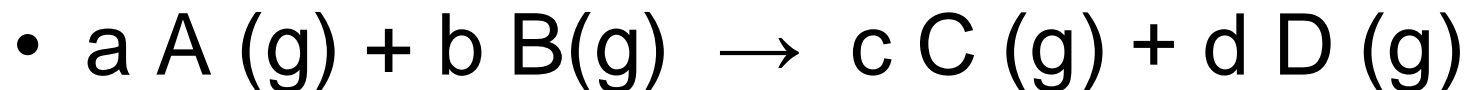
8 moles de Fe?

4

1 mol de Fe?

0.5

# Cálculos estequiométricos en Reacciones Químicas

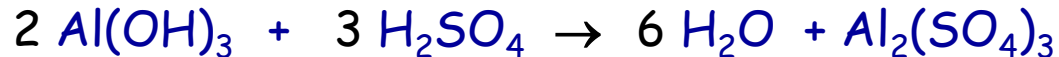


# Cálculos estequiométricos en R. Químicas

- $a A (g) + b B(g) \rightarrow c C (g) + d D (g)$
- El paso clave es utilizar correctamente el factor estequiométrico entre los componentes de interés.

$$n_A / n_B = a/b \quad \longrightarrow \quad \left\{ \begin{array}{l} n_A = (a/b) n_B \\ n_B = (b/a) n_A \end{array} \right.$$
$$n_B / n_C = b/c \quad \longrightarrow \quad \left\{ \begin{array}{l} n_B = (b/c) n_C \\ n_C = (c/b) n_B \end{array} \right.$$

# Relaciones de masa de las ecuaciones



1. ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se necesitan para producir 8.0 moles de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

$$8 \text{ mol } \cancel{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \times \frac{3 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}} = 24 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

2. ¿Cuántos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  se obtendrán a partir de 234 g de  $\text{Al(OH)}_3$ ?

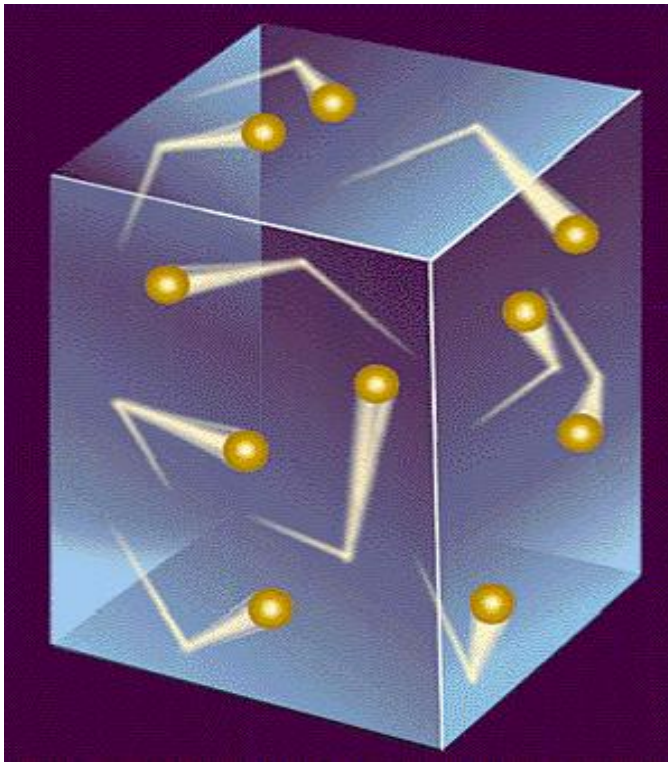
$$\frac{234 \text{ g de } \cancel{\text{Al(OH)}_3}}{78 \text{ g de } \cancel{\text{Al(OH)}_3} / \text{mol Al(OH)}_3} = 3 \text{ moles de Al(OH)}_3$$

$$3 \text{ mol de } \cancel{\text{Al(OH)}_3} \times \frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{Al(OH)}_3}} = 9 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

# Ajuste de ecuaciones Químicas

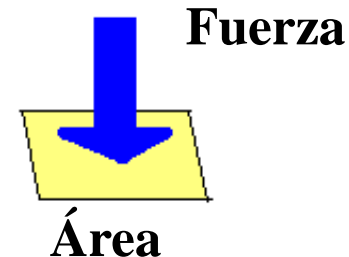
- No poner fórmulas de sustancias que no intervienen.
- Ajustar primero los elementos que aparezcan solo en un compuesto a ambos lados de la ecuación
- Si un elemento aparece como elemento libre, ajustarlo el último.

# Gases



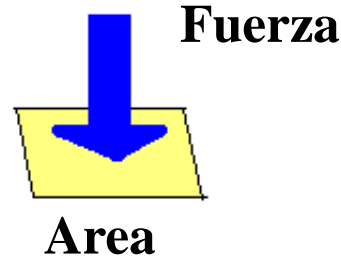
Las moléculas del gas ejercen una fuerza sobre las paredes internas del recipiente

**Presión**



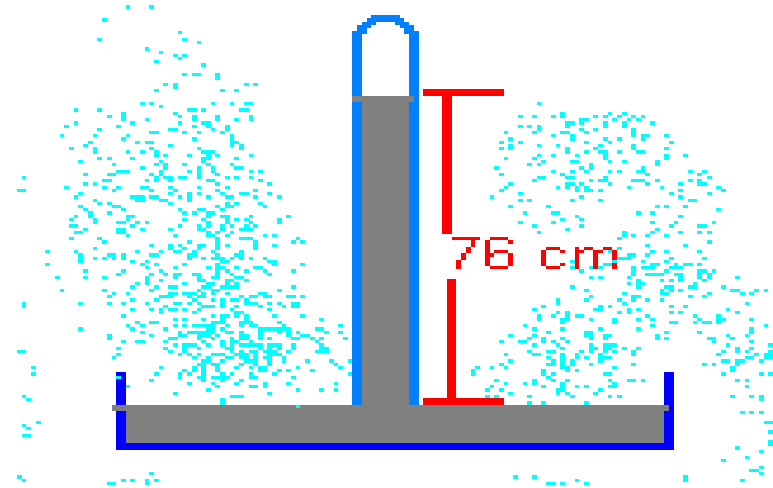
# Presión

- Fuerza/Área



- unidades

- Pascal = Newton/m<sup>2</sup>
- Atmósfera = 101325 Pa
- bar = 100000 Pa
- mmHg
- torr



**Torricelli (torr) :1 atm de presión ejerce la misma fuerza que una columna de mercurio de 760 mm.**

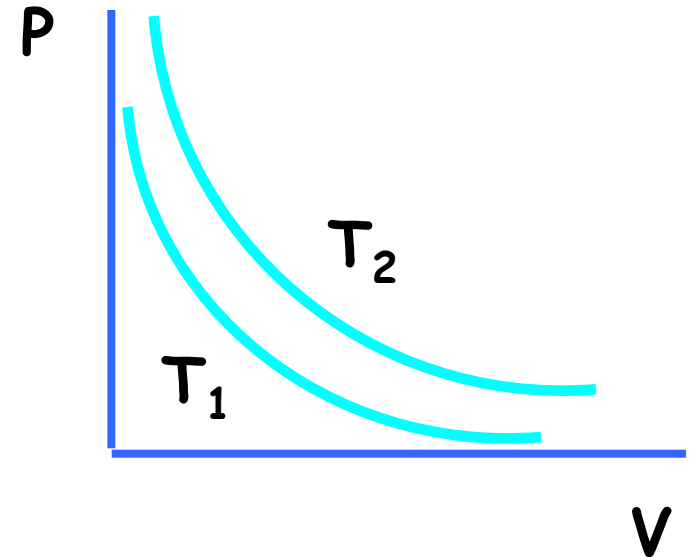
**1 atm = 760 mmHg.**

# Ecuaciones de Estado de un gas ideal

- $P$ ,  $V$ ,  $T$  y  $n$  no son independientes.
- Ecuación de estado  $\Rightarrow f(P, V, T, n) = 0$

## Ley de Boyle

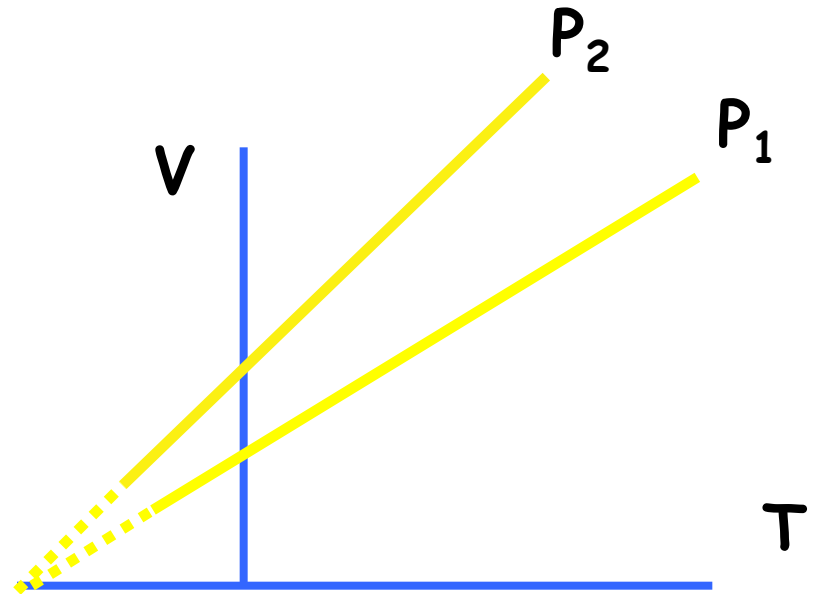
$$PV = \text{cte} \quad (\text{a } T = \text{cte})$$



# Ecuaciones de Estado de un gas ideal(2)

## Ley de Gay-Lussac

$$T/V = \text{cte} \quad (\text{a } P = \text{cte})$$



# Ley de Avogadro

Relaciona volumen y moles (n):  $V \propto n$

- **A cualquier T, P (constante)  $V/n = \text{constante}$**

# Ley de los gases ideales

$$pV = nRT$$

- $p$  ó  $P$  = presión (atm)
- $V$  = volumen (L)
- $n$  = moles
- $T$  = temperatura (K)
- $R$  = constante =  $0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$   
(en SI)  $R=8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

# Ley de Dalton de las presiones parciales

---

- Se aplica a mezclas de gases que no reaccionan (por ejemplo, aire).
- La P total de una mezcla de gases es la suma de la presión que cada gas ejercería si estuviera sólo.
- La presión ejercida por cada componente individual de la mezcla de gases se denomina “presión parcial”.

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

# Presión Parcial

$$P_J V = n_J RT$$

$$PV = n RT$$

$$P = \sum_J P_J = \sum_J \frac{n_J RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_J n_J = \frac{nRT}{V}$$

$$\frac{P_J}{P} = \frac{n_J}{n} = X_J$$

# Fracción Molar (x)

(Fracción molar) ( $x_i$ ) = moles  $i$  / total moles

$$X_i = n_i / n_T$$

Ej. ¿Cuál es la fracción molar de  $O_2$ ,  $CO_2$  y  $N_2$  en una mezcla de gases (0.2 mol  $O_2$ , 0.3 mol  $CO_2$ , 0.7 mol  $N_2$ )?

Moles totales = 1.2 mol

$$x_{O_2} = 0.2 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.17$$

$$x_{CO_2} = 0.3 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.25$$

$$x_{N_2} = 0.7 \text{ mol} / 1.2 \text{ mol} = 0.58$$

$$x_{O_2} + x_{CO_2} + x_{N_2} = 0.17 + 0.25 + 0.58 = 1.0$$

# DISOLUCIONES

- **Disolución:** mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- **Disolvente:** componente que está presente en mayor cantidad y determina el estado de agregación en el que existe una disolución.
- **Solutos:** Los restantes componentes

# DISOLUCIONES: FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.

## MOLARIDAD

Unidades:  $\text{mol}\times\text{L}^{-1}$  (molar, M)

$$M_i = \frac{n_i}{\text{L disolución}}$$

Desventaja: Varía con T

Ventaja: Facilidad para medir V

## molalidad

Unidades:  $\text{mol}\times\text{kg}^{-1}$  (molal, m)

$$m_i = \frac{n_i}{\text{kg disolvente}}$$

Ventaja: **No** varía con T

# DISOLUCIONES: FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.

Fracción molar

$$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{Tot}}}$$

Representa el tanto por uno en moles de i      Adimensional       $0 < x_i < 1$

Porcentaje en peso (% p/p)

$$\% \text{ peso} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Partes por millón:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 10^6$$

# Determinación del número de moles

sólido

$$n = \frac{m}{M}$$

gas

$$n = \frac{PV}{RT}$$

disolución

$$n = M \times V(L)$$

