

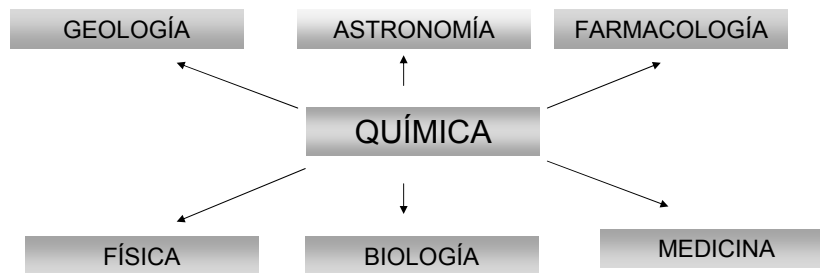
Tema 0. Conceptos Básicos en Química

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

¿Qué es la Química?

- Ciencia que trata de 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

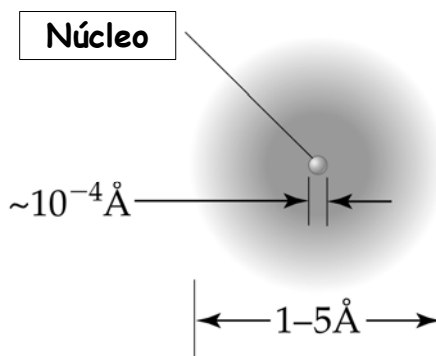
Componentes del Átomo

- Los átomos son muy pequeños, con diámetros comprendidos entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-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 (\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

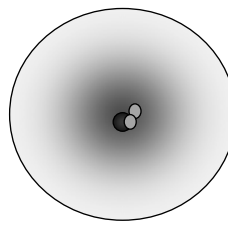
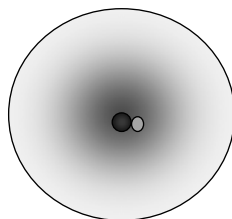
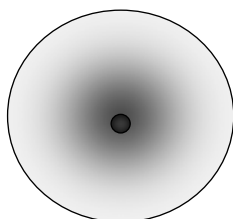
Nº Total Protones y Neutrones

Z – Número atómico

Nº Total Protones o de Electrones

C – Carga

Valores + o -



$$A - Z = \text{número de neutrones}$$

Introducción a la Tabla Periódica

Grupos ↓

Periodo	1 Group IA	2 Group IIA	3 Group IIIB	4 Group IVB	5 Group VB	6 Group VIB	7 Group VIIB	8 Group VIII	9 Group VIII	10 Group VIII	11 Group IB	12 Group IIB	13 Group IIIA	14 Group IVA	15 Group VA	16 Group VIA	17 Group VIIA	18 Group VIIIA
1	1 H 1.01	2 He 4.00																
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La* 138.91	58 Hf 178.49	59 Ta 180.95	60 W 183.84	61 Re 186.21	62 Os 190.23	63 Ir 192.22	64 Pt 195.08	65 Au 196.97	66 Hg 200.59	67 Tl 204.38	68 Pb 207.2	69 Bi 208.98	70 Po (209)	71 At (210)	72 Rn (222)
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (248)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (269)	102 No (289)	103 Lr (263)	

Metals → Non-metals

Introducción a la Tabla Periódica

47
Plata
Ag
107.87

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}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}C , ^{13}C y ^{14}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	Abundancia (%)
^{35}Cl	34.97	75.53
^{37}Cl	36.97	24.47

La masa atómica relativa del cloro es:

$$34.97 \times \frac{75.53}{100} + 36.97 \times \frac{24.47}{100} = \boxed{35.46}$$

Masa molecular

La masa molecular (M_r) es igual a

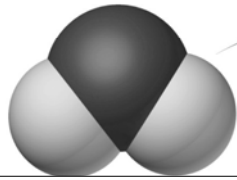
la suma de las masas atómicas relativas de los átomos
de la fórmula de dicha sustancia:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) = \\ 2 \times 1.0 + 32.0 + 4 \times 16.0 = 98.0$$

La masa de un mol de H_2SO_4 es 98 gramos (98 g/mol)

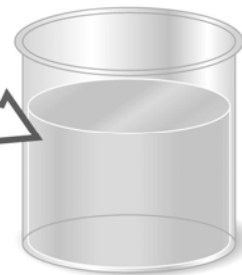
El mol

Single molecule



Avogadro's
number of
molecules
(6.02×10^{23})

Laboratory-sized
sample



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

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

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 (H₂SO₄)?

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.

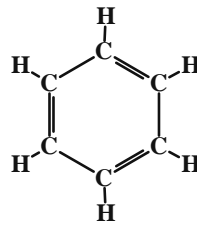
fórmula molecular = $n \times$ fórmula empírica

Por ejemplo, BENCENO:

Fórmula empírica: CH,

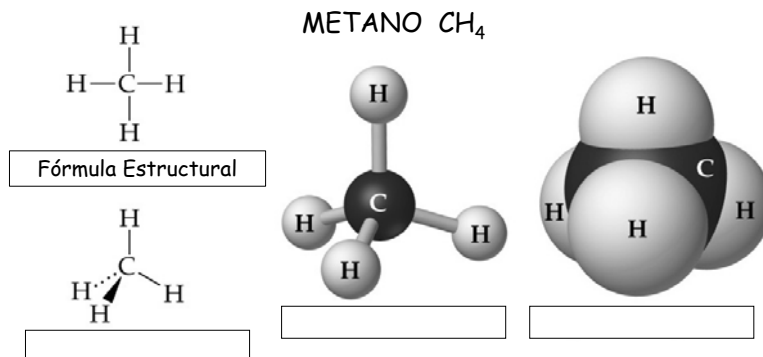
Fórmula molecular: C_6H_6 .

Fórmula estructural:



Moléculas e iones

Una molécula puede representarse de distintas formas...



Fórmula empírica

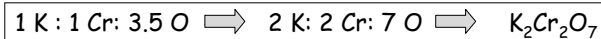
Ejemplo: calcular la fórmula empírica para un compuesto que contiene 6.64 g de K, 8.84 g de Cr y 9.52 g de O.

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

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

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

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



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 CH_2O , y su masa molecular es 180. Escribir su fórmula molecular.

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

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

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

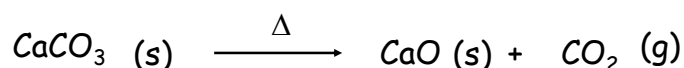
Reacciones Químicas y Ecuaciones Químicas

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

Ecuaciones Químicas

■ Una ecuación química debe contener:

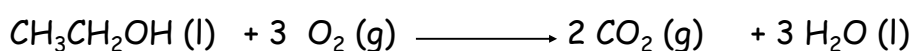
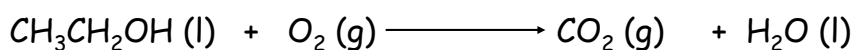
- Todos los reactivos
- Todos los productos
- El estado físico de las sustancias
- Las condiciones de la reacción, P, T, cat,...
- Las proporciones de reactivos y productos



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.

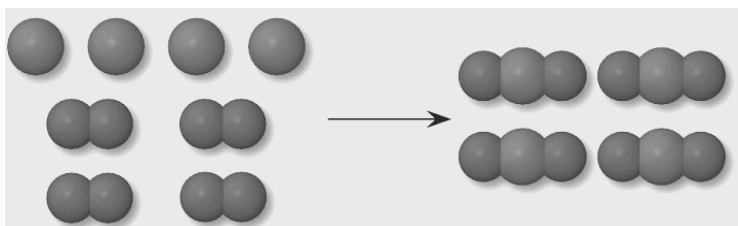


Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1774):

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 O₂) para dar una moléculas de CO₂

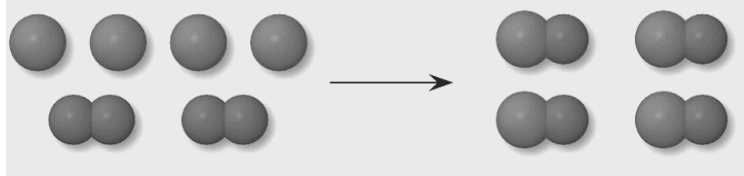


1 mol de carbono combina con 2 moles de oxígeno (1 mol de O₂) para dar un mol de CO₂

12 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 44 de CO₂



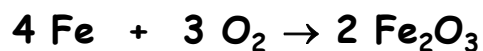
2 átomos de carbono combinan con 2 de oxígeno (1 molécula de O₂) para dar 2 moléculas de CO



2 moles de carbono combinan con 2 moles de oxígeno (1 mol de O₂) para dar 2 moles de CO

24 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 56 de CO₂

Relaciones de masa de las ecuaciones

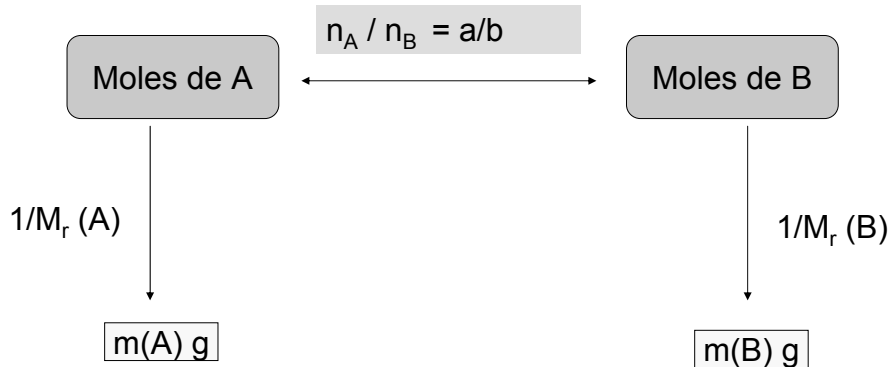
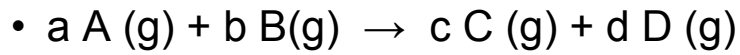


4 moles de Fe reaccionan con 3 moles de O₂ para dar 2 moles de Fe₂O₃.

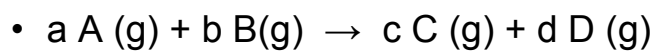
Ejemplo: ¿Cuántos moles de Fe₂O₃ se producirán a a partir de...

4 moles de Fe?	2 moles de Fe?	8 moles de Fe?	1 mol de Fe?
2	1	4	0.5

Cálculos estequiométricos en Reacciones Químicas



Cálculos estequiométricos en R. Químicas

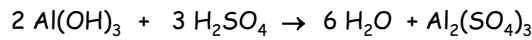


- El paso clave es utilizar correctamente el factor estequiométrico entre los componentes de interés.

$$n_A / n_B = a/b \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} n_A = (a/b) n_B \\ n_B = (b/a) n_A \end{cases}$$

$$n_B / n_C = b/c \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} n_B = (b/c) n_C \\ n_C = (c/b) n_B \end{cases}$$

Relaciones de masa de las ecuaciones



1. ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se necesitan para producir 8.0 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

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

2. ¿Cuántos moles de H_2O se obtendrán a partir de 234 g de Al(OH)_3 ?

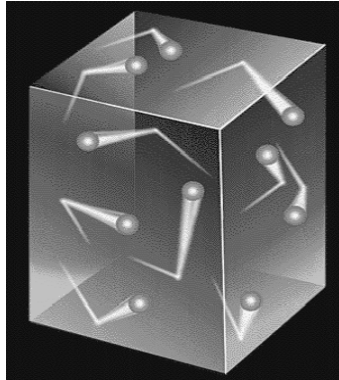
$$\frac{234 \text{ g de Al(OH)}_3}{78 \text{ g de Al(OH)}_3 / \text{mol Al(OH)}_3} = 3 \text{ moles de Al(OH)}_3$$

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

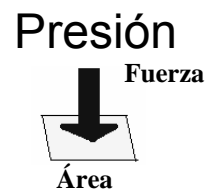
Ajuste de ecuaciones Químicas

- 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

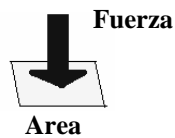


Las moléculas del gas ejercen una fuerza sobre las paredes internas del recipiente



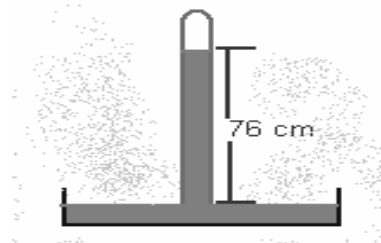
Presión

- Fuerza/Área



- unidades

- Pascal = Newton/m²
- 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.

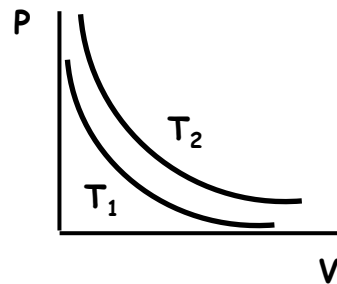
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg.}$$

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

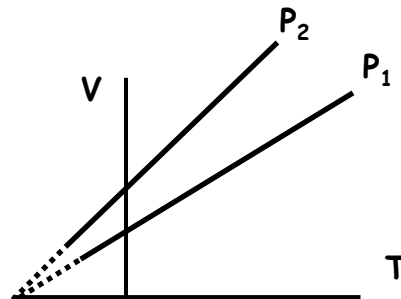
$$PV = \text{cte} \quad (\text{a } T = \text{cte})$$



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 L atm mol⁻¹ K⁻¹
(en SI) R=8,31 J mol⁻¹ 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: mol×L⁻¹ (molar, M)

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

Desventaja: Varía con T

Ventaja: Facilidad para medir V

molalidad

Unidades: mol×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) % peso = $\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$

Partes por millón: ppm = $\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 10^6$

