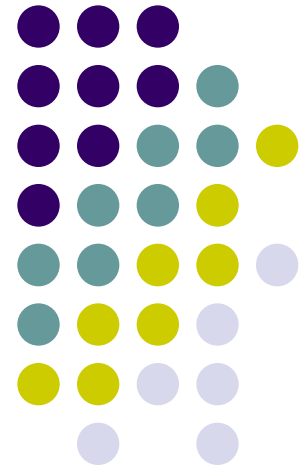


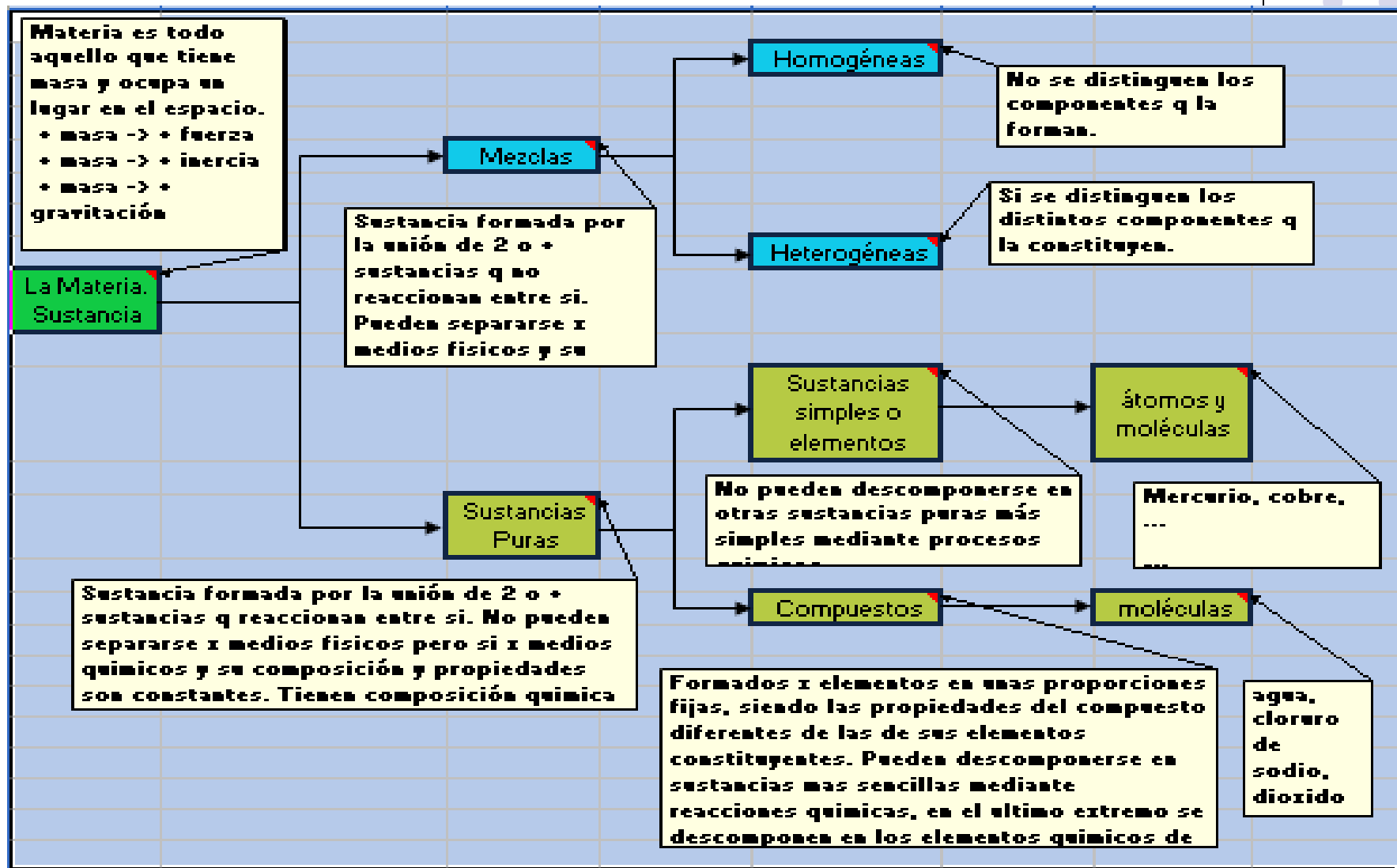
# La materia.

---



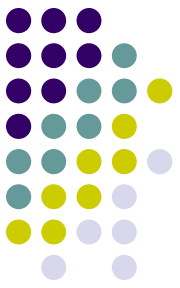
**Elaborado por: Nubia Ortega N.**

# La materia. Clasificación.



## Leyes Ponderales:

Son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas



### **Ley de Conservación de la Masa** (o de Lavoisier):

En cualquier reacción química que ocurra en un sistema cerrado, la masa total de las sustancias existentes se conserva. En una reacción química la masa de los reactivos es la misma masa que la de los productos.

### **Ley de las Proporciones Definidas** (o de Proust):

Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

### **Ley de las Proporciones Múltiples** (o de Dalton):

Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro elemento, de modo que las cantidades variables del 2º elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.



- John Dalton (1808):
  - Cada elemento está compuesto por átomos
  - Todos los átomos de un elemento son idénticos
  - Los compuestos se forman cuando se combinan los átomos de dos o más elementos.
  - En una reacción química los átomos no cambian. Los átomos se redistribuyen en una reacción química

Esta teoría permitió explicar las TRES LEYES BÁSICAS de la Química, es decir, LAS LEYES PONDERALES



**IUPAC.** Escala de masas atómicas relativas cuyo patrón de referencia es el átomo de carbono-12

Escala de masa (o peso) atómica

$^1\text{H}$  pesa  $1,6735 \times 10^{-24}$  g y  $^{16}\text{O}$   $2,6560 \times 10^{-23}$  g.

Se define la masa del isótopo  $^{12}\text{C}$  como equivalente a 12 **unidades de masa atómica** (umas) el  $^{12}\text{C}$  pesa 12 veces 1 **uma**

**uma (u):** 1/12 de la masa del isótopo carbono-12

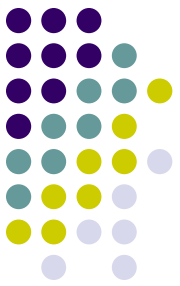
$$1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ umas}$$

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

$^1\text{H}$  pesa 1,00797 veces 1 **uma** y  $^{16}\text{O}$  pesa 15,9994 veces 1 **uma**

## Isótopos y número másico.



Isótopo: especie química de un mismo elemento que se diferencia en el número de neutrones del núcleo y por lo tanto en su masa. Cada elemento puede tener varios isótopos que aparecen en la naturaleza con una frecuencia relativa distinta y característica



Dos isótopos son dos átomos de un mismo elemento que difieren en el número másico A.

Isótopo	<b>Z</b>	<b>A</b>	N° Protones	N° Neutrones
Uranio 235	92	235	92	143
Uranio 238	92	238	92	146

← A - Z

## Masas atómicas y abundancia isotópica



- El isótopo  $^{12}\text{C}$  pesa 12 umas, pero el carbono presenta tres isótopos en la Naturaleza:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  y  $^{14}\text{C}$ .
- La masa atómica de un elemento es la media ponderada de la masa de sus distintos isótopos.

$$M = \sum(\text{masa atómica relativa del isótopo} * \text{frecuencia relativa \%}) / 100$$

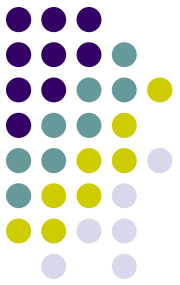
- Cuando existen más de un isótopo de un elemento, la masa atómica del elemento es la media proporcional de las masas de los isótopos que lo componen:

Luego la masa atómica del cloro es:

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

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

35.46 umas



La masa molecular se define como:  $\sum$  (subíndice \* Masa atómica relativa)



En el Sistema periódico nos aparece:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ u}$$

$$M(\text{S}) = 32,1 \text{ u}$$

$$M(\text{O}) = 16 \text{ u}$$

Con lo cual:  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32,1 + 4 \cdot 16 = 98,1 \text{ u}$

La masa (o peso) molecular (M) es igual a la suma de las masas (en umas) de los átomos de la fórmula de dicha sustancia



# Número de Avogadro



Una muestra de cualquier elemento cuya masa en gramos sea igual a su masa atómica contiene el mismo número de átomos  $N_A$ , independientemente del tipo de elemento. A este número se le conoce como **Número de Avogadro**

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

Masa atómica de H: 1.008 umas

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ át de H}$$

Masa atómica de He: 4.003 umas

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ át de He}$$

Masa atómica de S: 32.07 umas

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ át de S}$$

El número de átomos de Carbono que hay en 12 g de  $^{12}\text{C}$  son  $N_A$

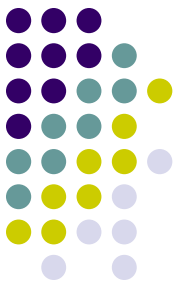
# El mol



Mol (n): cantidad de sustancia que contiene tantas partículas como las que hay en 12 g de  $^{12}\text{C}$ , es decir,  $N_A$  de partículas. (cuando se usa el mol hay que especificar a que partículas nos referimos)



## El mol y la Masa Molar



Un mol de cualquier sustancia es la cantidad en gramos que contiene el Número de Avogadro de esa sustancia:

Un mol de He  $6.022 \times 10^{23}$  át de He

Un mol de H<sub>2</sub>O  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de H<sub>2</sub>O

Un mol de CH<sub>4</sub>  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas de CH<sub>4</sub>

La **masa molar** es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, etc. Se representa mediante la letra M y se expresa en g/mol.

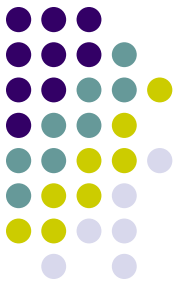
Podemos constatar que el valor numérico de la masa atómica o molecular relativa coincide con el valor numérico de la masa molar

Luego la masa de un mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es 98'1 gramos (98'1 grs/mol) o la de la glucosa es:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6(12.0 \text{ u}) + 12(1.0 \text{ u}) + 6(16.0 \text{ u}) = 180 \text{ umas} \quad \Rightarrow \quad 180 \text{ grs/mol}$$

$$M = \frac{\text{masa}}{\text{N}^\circ \text{ moles}} = \frac{m}{n}$$

## 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 o utilizar un factor de conversión:

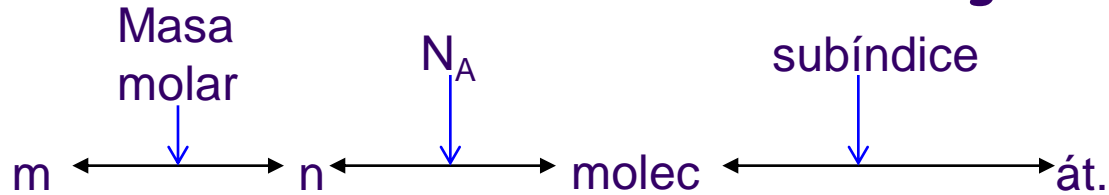
$$n = \frac{m}{M}$$

¿Cuántos moles hay en 24.5 grs de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )?

Ya sabemos que la masa molar del ácido sulfúrico es de 98 grs/mol, por lo que

$$24,5 \text{ g de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{\cancel{98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}} = 0.25 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

## Conversiones gramos-átomos



¿Cuántos átomos de Carbono hay en 0'88 g de propano?

El propano tiene como fórmula molecular  $C_3H_8$

con lo cual  $M(C_3H_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$

1. Pasamos los gramos a moles con la masa molar.
2. Pasamos los moles a moléculas con el número de Avogadro.
3. Multiplicamos el número de moléculas por el subíndice del carbono en la molécula de propano (3) para obtener el número de átomos.

$$\begin{array}{l}
 \cancel{0'88 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{\cancel{1 \text{ mol } C_3H_8}}{44 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } C_3H_8}{\cancel{1 \text{ mol } C_3H_8}} \cdot \frac{3 \text{ át. C}}{\cancel{1 \text{ moléc. } C_3H_8}} = 3'61 \cdot 10^{22} \text{ át. C} \\
 \text{0'02} \qquad \qquad \qquad \text{1'2} \cdot 10^{22}
 \end{array}$$

## Composición centesimal



Esta magnitud especifica los porcentajes en masa de cada uno de los elementos presentes en un compuesto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{Subíndice} \cdot \text{masa del elemento}}{\text{masa total del compuesto}} \times 100$$

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

Masa molar = 98 g/mol

$$\text{H} : 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2 \quad \Rightarrow \quad \% \text{ H} = \frac{2}{98} \times 100 = 2'04 \% \text{ de H}$$

$$\text{O} : 4 \cdot M(\text{O}) = 4 \cdot 16 = 64 \quad \Rightarrow \quad \% \text{ O} = \frac{64}{98} \times 100 = 65'3 \% \text{ de O}$$

$$\text{S} : 1 \cdot M(\text{S}) = 1 \cdot 32 = 32 \quad \Rightarrow \quad \% \text{ S} = \frac{32}{98} \times 100 = 32'65 \% \text{ de S}$$

# Fórmula empírica



A partir de la **composición** de un compuesto (que puede obtenerse mediante un analizador elemental), es posible deducir su fórmula más simple, o **fórmula empírica**, que es una **relación simple** de números enteros entre los átomos que lo componen.

**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

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

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

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

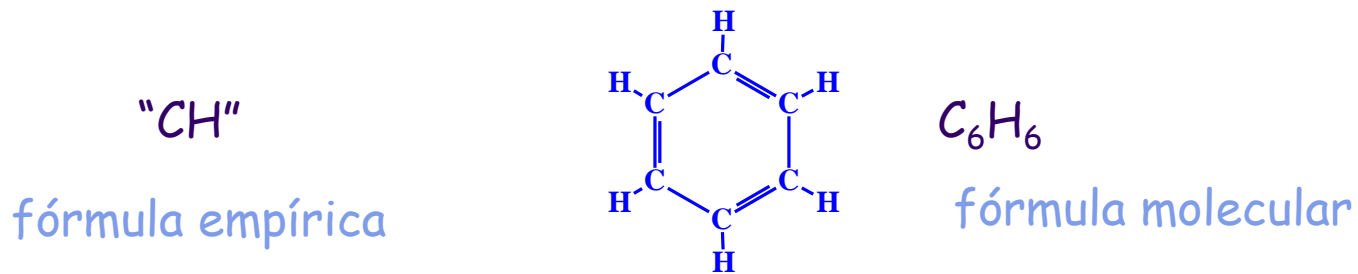


Se multiplica para obtener una relación de números enteros simples. En este caso \*2

## Fórmula molecular



La fórmula empírica no tiene necesariamente que coincidir con la fórmula molecular. Por ejemplo, la fórmula empírica del benceno es CH, que no tiene correspondencia con ninguna molécula real, mientras que su fórmula molecular es C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>. (molécula real)



Para poder calcular la fórmula molecular es preciso conocer la fórmula empírica y la masa molecular de la sustancia, ya que la fórmula molecular pesa *n* veces la fórmula empírica.

**Ejemplo:** la fórmula empírica de la glucosa es CH<sub>2</sub>O, y su masa molar es 180 g/mol. Escribir su fórmula molecular.

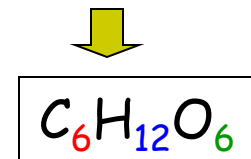
Fórmula molecular = (CH<sub>2</sub>O)*n*

$$n = \frac{180 \text{ grs/mol glucosa}}{30 \text{ grs de CH}_2\text{O}} = 6 \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_6$$

Masa (CH<sub>2</sub>O) = 12 + 2 + 16 = 30,

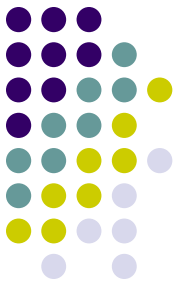
↑  
Fórmula  
empírica

$$n = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}}$$





# Fórmula empírica y molecular



Un hidrocarburo contiene 85'63 % de C y 14'37 % de H. Si su masa molar es 28 g/mol, cácula su fórmula molecular:

Primero calculamos la fórmula empírica de este hidrocarburo:

$$\frac{85'63 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 7'14 \text{ mol de C} \longrightarrow \frac{7'14}{7'14} = 1 \text{ átomo de C}$$

Se dividen todos por el n° menor de moles

$$\frac{14'37 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 14'37 \text{ mol de H} \longrightarrow \frac{14'37}{7'14} = 2 \text{ átomo de H}$$

Por lo tanto, la fórmula empírica es **CH<sub>2</sub>**  $\longrightarrow$  Y su masa es: 12 + 2 = 14

Con lo cual n valdrá:  $n = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}} \longrightarrow n = \frac{28}{14} = 2$

La fórmula molecular del compuesto quedará como: (CH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, es decir, **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>**

## Fórmula empírica y molecular



Si su masa molar es 90 g/mol, calcula su fórmula molecular:

Por lo tanto, la fórmula empírica es **CH<sub>2</sub>O** → Y su masa es: 12 + 2 + 16 = 30

Con lo cual n valdrá:  $n = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}} \longrightarrow n = \frac{90}{30} = 3$

La fórmula molecular del compuesto quedará como: (CH<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>, es decir, **C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>**