

Tema 1. Naturaleza de la materia

1. Clasificación de la materia

Sustancias puras y mezclas:

• **Sustancia pura:** materia que **no se puede separar en otra más simples**. Tiene propiedades y composición constantes (**composición química estable**)

Sustancias simples (no pueden dividirse en sus componentes): Helio puro, diamante, grafito

• **Mezclas:** materia formada **por dos o más sustancias puras** que no reaccionan entre sí y que **pueden separarse por métodos físicos**

2. Estudio de las reacciones químicas. Leyes ponderales

• **Ley de conservación de la materia (Lavoisier):** En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos

• **Ley de las proporciones constantes o definidas (Proust):** Un compuesto tiene siempre los mismos elementos en las mismas proporciones

• **Ley de las proporciones múltiples (Dalton):** Dos elementos A y B, se pueden combinar entre sí para formar varios compuestos distintos. Las masas de A y B están en relación con números enteros y sencillos

Ejemplo: **Cu y O:** CuO, Cu₂O

Cl y O: Cl₂O, Cl₂O₃, Cl₂O₅, Cl₂O₇

3. Teoría atómica de Dalton

1ª Los **átomos**, partículas indivisibles e inalterables

* **Partículas más pequeñas: protones, neutrones y electrones**

2ª Todos los **átomos de un elemento** tienen **igual masa y propiedades**

* **Isótopos: son átomos de un mismo elemento químico pero con distinta masa atómica**

3ª Unión de **varios átomos = compuesto**

• Unión de átomos iguales = elemento

• Unión de átomos distintos = moléculas

4ª En una reacción química, **reactivos = productos**

***Excepto en las reacciones nucleares: se crean átomos a partir de otros que desaparecen**

4. Ley de los volúmenes de combinación

- En las **reacciones entre gases** (en igual condiciones de P y T^o), los **volúmenes de los reactivos** y de los **productos**, guardan una **relación numérica sencilla**

Ejemplo: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Relación 2:1 (dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno)

- Ley de Avogadro:** a P y T = cte, el volumen de una muestra de gas es proporcional al número de moléculas de la muestra **V \propto n moléculas (a T, P, constantes)**

- Condiciones normales:

P = 1 atm (760 mmHg)

T = 273 K (0°C)

V = 22,4 L (1 mol)

K = °C + 273,15

5. Medidas de cantidades en química

- Unidad de masa atómica (uma)** = peso atómico del elemento
- Los pesos atómicos se representan siempre con 4 cifras significativas:

C = 12,011

O = 15,9994

Cl = 32,06

H = 1,0079

- Masa molecular (M)** = suma de los pesos atómicos de todos los átomos de una molécula

Ejemplo: Etileno $\text{C}_2\text{H}_4 = 2 (12 \text{ uma}) + 4 (1 \text{ uma}) = 28 \text{ uma}$

- Masa fórmula (M_f)** = masa molecular (M) pero para el caso de ***compuestos iónicos**

Ejemplo: $\text{CaCl}_2 = 1 (40,1 \text{ uma}) + 2 (35,5 \text{ uma}) = 111,1 \text{ uma}$

***Compuestos iónicos:** compuestos formados **entre elementos con DISTINTA ELECTRONEGATIVIDAD**

NaCl Na⁺ + Cl⁻

CaCl₂ Ca²⁺ + Cl⁻

AlF₃ Al³⁺ + F⁻

LiF Li⁺ + F⁻

Característica: Transferencia de e⁻ desde el metal (pierde e⁻) al no metal (gana e⁻)

- La cantidad de **átomos o moléculas se cuentan por moles.**

"Los huevos se cuentan por docenas"

- 1 mol de átomos ó moléculas = Número de Avogadro = 6,023 x 10²³ átomos ó moléculas**
1 mol = grupo de átomos ("paquete de átomos")

- Número de Avogadro = número de unidades de masa atómica que equivalen a 1 gramo**

Ejemplo: Peso atómico oxígeno: 16 uma

Si reunimos 6,023 x 10²³ átomos, el conjunto pesará 16 g

1 mol de átomo de oxígeno (6,023 x 10²³ átomos) pesa 16 g

- Volumen molar:** volumen que ocupa un mol de una determinada sustancia
- Masa molar:** masa de un mol de sustancia (**g/mol**)

6. Fórmulas químicas

Fórmulas empíricas: expresa la relación numérica más sencilla de los átomos que forman un compuesto

- Ejemplo: Peróxido de hidrógeno H_2O_2 Fórmula empírica: HO
(múltiplo entero de la fórmula empírica)
- Etano C_2H_6 Fórmula empírica: CH_3

Fórmula molecular: indica el número de moles de átomos de cada elemento en 1 mol de moléculas de compuesto

- Ejemplo:* $C_{10}H_{14}N_2$ (nicotina), esta molécula consta de:
- 10 átomos de carbono
 - 14 átomos de hidrógeno
 - 2 átomos de nitrógeno

- Análisis elemental:** determinar los porcentajes de cada elementos a partir de la fórmula molecular

Ejemplo: realiza el análisis elemental del ácido butírico $C_4H_8O_2$

1º Calculamos el nº de moles de átomos de C, H, O en 1 mol de $C_4H_8O_2$

Un mol de molécula de $C_4H_8O_2$ consta de:

4 átomos de C; 8 átomos de H; 2 átomos de O

2º Calculamos el peso de los moles de átomos de cada elemento

Pesos atómicos:

C = 12 (1 mol de átomos de C pesa 12 g); 4 moles de átomos de C pesan = 48 g de C

H = 1,01 (1 mol de átomos de H pesa 1 g); 8 moles de átomos de H pesan = 8,08 g de H

O = 16 (1 mol de átomos de O pesa 16 g); 2 moles de átomos de O pesan = 32 g de O

3º Calculamos la masa de 1 mol de $C_4H_8O_2$ = 48 + 8,08 + 32 = 88,1 g

4º Determinamos la composición porcentual de cada elemento:

$$\bullet \% C = \frac{48 \text{ g}}{88 \text{ g}} \times 100 = 54,5 \%; \quad \% H = \frac{8,08 \text{ g}}{88 \text{ g}} \times 100 = 9,17 \%; \quad \% N = \frac{32 \text{ g}}{88 \text{ g}} \times 100 = 36,3 \%$$

8. Técnicas espectrométricas de análisis químico

- Espectroscopia o espectrometría óptica:** técnica de análisis basada en la interacción de la luz con la materia
- Se obtiene un **espectrofotómetro:** intensidad de luz (absorbida o reflejada)
- El espectrofotómetro **depende de la frecuencia de onda, f .**
- Frecuencia de una onda:** número de oscilaciones o ciclos que realiza la onda por unidad de tiempo en el medio por el que se propaga
- $f = \frac{1}{T}$ (Hz) T = tiempo que la onda necesita para realizar una oscilación