



Estructura de los átomos: Fundamentos de Química



Un modelo para la materia

La materia está formada por partículas, muy pequeñas e iguales entre sí para cada sustancia. Se mueven desordenadamente, con velocidades que dependen del estado físico y de la temperatura.

Teoría atómica de Dalton (1808)

Las sustancias están formadas por partículas indivisibles y muy pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí.

Los átomos se unen entre sí, formando sustancias simples si se unen átomos iguales o compuestas si se unen átomos distintos, pero siempre en una proporción fija para cada sustancia.

En las reacciones químicas los átomos no cambian: simplemente, se unen de forma diferente en los reactivos y en los productos, pero el número de cada tipo de átomos no se modifica.

Leyes en masa de las reacciones químicas

- La masa que desaparece de reactivos es la misma que la que se forma de productos (ley de conservación de la masa, Lavoisier, 1789).
- La proporción de combinación entre dos sustancias para formar una tercera es constante (ley de las proporciones constantes, Proust, 1804).

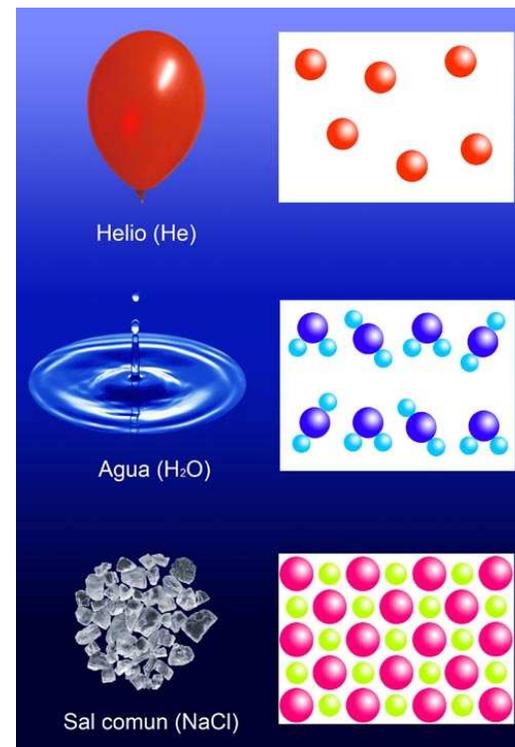


Imagen 1 Elaboración propia

La cantidad de sustancia

Se define para relacionar la masa o el volumen de sustancia, que se pueden medir experimentalmente, con el número de partículas. Esa medida es imposible, pero es fundamental para entender cómo se producen las reacciones químicas.

masa o volumen ↔ **cantidad de sustancia** ↔ número de partículas

Su unidad es el **mol**, que se define como "**la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0,012 kg de carbono-12**" (IUPAC 1967, BOE de 3-11-1989).

n(agua)= 2 mol significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol**

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro, N_A** , y es **$6,023 \cdot 10^{23}$ partículas por mol**.

El número de Avogadro tiene ese valor para mantener el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol (masa molar, M), aunque el significado de las tres magnitudes es diferente.

$m_r(\text{H}_2\text{O})= 18$; $m(\text{H}_2\text{O})= 18 \text{ u}$; $M(\text{H}_2\text{O})= 18 \text{ g/mol}$



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Imagen 2 [Joanjoc](#), Dominio público

Gases

Se utiliza la ecuación de los gases ideales $PV=nRT$. Si P se mide en atmósferas (atm), V en litros (L) y T en Kelvin (K), R es $0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Disoluciones

Si la proporción de soluto es pequeña, la disolución está diluida, pero si es alta, está concentrada.

La forma más habitual en Química de medir la composición de una disolución es dar su concentración en mol/L.

En las disoluciones comerciales se dan como datos la densidad de la disolución y el porcentaje en peso de soluto. De ahí se calcula la concentración como

$$c = \frac{d(g/L) \%}{M}$$

Dilución de disoluciones

Para preparar una disolución de baja concentración a partir de otra más concentrada se realiza una dilución. La cantidad de sustancia en el volumen que se toma de disolución concentrada es la que hay al final en la diluida, ya que solamente se añade agua.

$$C_c V_c = C_d V_d$$

Mezcla de disoluciones

La concentración tiene en cuenta las cantidades de sustancia que provienen de cada disolución y el volumen total de la mezcla.

$$c = \frac{n_1+n_2}{V_1+V_2} = \frac{c_1V_1+c_2V_2}{V_1+V_2}$$



Imagen 3 Elaboración propia

Cálculos estequiométricos

En las ecuaciones químicas se indican los reactivos y los productos de las reacciones, así como el estado físico de cada sustancia.

Los coeficientes estequiométricos indican el número de partículas y la cantidad de sustancia que interviene de cada uno de los reactivos y de los productos.

Como el número total de átomos no varía, sino que simplemente están reorganizados de otra forma, y las partículas se combinan en una proporción concreta, se justifican las leyes en masa.

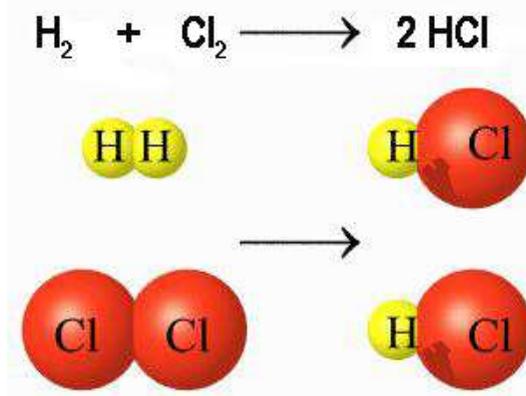


Imagen 4 Elaboración propia

Para realizar cálculos estequiométricos se utilizan factores de conversión:



Hay que tener en cuenta la posible existencia de reactivos en exceso o limitantes, la pureza de los reactivos o el rendimiento de la reacción, en la que, además de sólidos, pueden intervenir disoluciones y gases.



Formulación y nomenclatura

Compuestos inorgánicos y compuestos del carbono

Tipo de sustancia	Fórmula	Nombre
Óxido	CuO	Óxido de cobre (II)
Hidróxido	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
Ácido hidrácido	HCl	Ácido clorhídrico
Sales binarias	PbS	Sulfuro de plomo(II)
Oxoácidos	H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
Oxisales	Zn(NO ₃) ₂	Nitrato de cinc
Alcanos	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Butano
Alquenos	CH ₂ =CH ₂	Eteno (etileno)
Alcoholes	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ OH	1-propanol
Ácidos	COOH-CH ₂ -COOH	Ácido propanodioico