

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

La **teoría atómica de Dalton** (1808) fue el primer intento para describir toda la materia en términos de los átomos y sus propiedades.

- La primera parte de su teoría establece que **toda la materia está hecha de átomos, que son indivisibles**.
- La segunda parte de su teoría establece que **todos los átomos de un elemento dado son idénticos en masa y en propiedades**.
- La tercera parte de su teoría establece que **los compuestos son combinaciones de dos o más tipos diferentes de átomos**.
- La cuarta parte de su teoría establece que **una reacción química es un reordenamiento de átomos**.

Las dos primeras partes de su teoría tuvieron que ser modificadas ya que se descubrieron las partículas subatómicas que indican que el átomo si es divisible , así como los isótopos pusieron de manifiesto que había átomos del mismo elemento pero que tenían diferente masa.

A pesar de sus fallos se demostró que su teoría es esencialmente correcta, ya que permite interpretar de modo adecuado las leyes ponderales de las transformaciones químicas. Por ejemplo:

a) **La ley de la conservación de la masa** (1789, Ley de **Lavoisier**, químico francés que contó con la inestimable ayuda de su esposa, tomando notas en laboratorio y traduciendo sus escritos al inglés. Además procedía de familia rica y gracias a ella pudo disponer de un laboratorio bien equipado. Desgraciadamente fue guillotinado en plena revolución francesa a la edad de 50 años.) que dice que **en una reacción química la masa permanece constante**. Dalton lo justifica porque una reacción química no es más que una reordenación de átomos por lo que la masa no variará al ser los átomos inalterables.

b) **La ley de la composición constante** (1798, **Proust** químico francés amigo de Lavoisier que desarrolló su carrera en España y , en concreto esta ley la enunció dando cursos en el laboratorio del Alcázar de Segovia, que estaba dotado de grandes medios para la época y que hoy en día es un museo) que nos dice que **cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma proporción**.

Si consideramos por ejemplo el agua, H_2O en ella se van a combinar por cada 2 g de hidrógeno 16 de oxígeno. Es fácil deducir entonces que por 4 g de

hidrógeno necesitaríamos 32 g de oxígeno etc, de modo que la relación siempre es la misma:

Gramos de hidrógeno/ gramos de oxígeno = $2/16 =4/32 =0,125$

A pesar de sus deficiencias, la teoría atómica de Dalton sigue siendo en su mayor parte verdadera, y conforma el marco teórico de la Química moderna.

MASA ATÓMICA DE UN ELEMENTO.

Dalton afirmó que átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes.

Las masas de los átomos son extremadamente pequeñas, por ejemplo, la masa de un átomo de hierro es de $9.744 \cdot 10^{-23}$ g. Si usamos como unidad de masa para el mundo microscópico del átomo el gramo o kilogramo resultan números muy pequeños, incómodos y difíciles de manejar. La unidad de masa que se usa en el mundo atómico es la **unidad de masa atómica (u.m.a.) que se define como la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono.** Para que nos demos cuenta de sus pequeñísimas dimensiones equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

MaO = 16 uma → Un átomo de O tiene una masa de 16 uma/u

MaN= 14 uma → Un átomo de N tiene una masa de 14 uma/u

MASA MOLECULAR DE UN COMPUESTO.

Las masas de las moléculas, que están formadas por la unión de varios átomos, se calcularán sumando las masas de los átomos que la forman. Así obtenemos la **masa molecular de un compuesto**. Veamos unos ejemplos:

$Mm(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ u.m.a}$ → la masa de una molécula de CO_2 es 44 uma/u

$Mm(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ u.m.a.}$ ⇒ la masa de una molécula de H_2SO_4 es de 98 uma/u

CONCEPTO DE MOL

En la práctica vamos a trabajar con grandes cantidades de átomos o moléculas. Por eso se necesita el concepto de **MOL**, para dar el salto del mundo atómico, microscópico, al mundo grande .

MOL: cantidad de sustancia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

A ese número ($6,02 \cdot 10^{23}$) se le llama número de **Avogadro**.

Por ejemplo:

1 mol de átomos de Li tienen $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de litio

1 mol de moléculas de CO_2 tienen $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 .

Por otro lado, **la masa de un mol va a coincidir con la masa atómica o la masa molecular expresada en gramos.**

Ejemplos:

1 átomo de Na tiene una masa de 23 u.m.a.

1 mol de átomos de Na tiene una masa de 23 g

1 mol de átomos de Na tiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

Si hablamos de moléculas:

1 molécula de H_2O tiene una masa de 18 u.m.a.

1 mol de moléculas de H_2O tiene una masa de 18 g

1 mol de moléculas de H_2O tiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

PROBLEMAS

1. En 34 g de amoníaco, calcula:

a) moles , moléculas de amoníaco b) átomos de hidrógeno.

2. Calcula los moles y moléculas que hay en 90 ml de agua.

Dato: D agua= 1 g/ml

3. ¿Cuántos moles y átomos de oxígeno hay en 10^{25} moléculas de dicho gas?

4. Calcula los de átomos de hidrógeno que hay en 3 moles de ácido sulfúrico.

5. Calcula: a) el número de átomos de cobre en 12 g de dicho metal; b) los átomos de nitrógeno que hay en 1,2 mol de nitrógeno.
6. Calcula las moléculas de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) que hay en 5 gramos.
7. Calcula la masa, en gramos, de una molécula de agua.
8. Disponemos de 0,5 moles de sulfuro de hidrógeno. Calcula las moléculas y los gramos de sulfuro de hidrógeno, así como los átomos de hidrógeno.
9. Dados 2,5 moles de cloruro de bario, calcula:
- g de cloruro de bario
 - moléculas de cloruro de bario
 - moles de átomos de cloro
 - átomos de cloro
10. Expresa las siguientes cantidades en gramos:
1 átomo de cobre ; 4 moles de agua ; 1 molécula de glucosa ; 10^{-21} átomos de hierro
11. Calcula los átomos que hay en 1 g de plata.
12. Dado el nitrato de calcio:
- ¿ Cuántos moles hay en 1 gramo?
 - ¿ Cuántos átomos de nitrógeno hay en 0,02 moles de él?
13. Calcula las moléculas de agua que hay en un copo de nieve de 1 mg.
14. Disponemos de 25 cc de benceno (l) (C_6H_6) de densidad 800Kg/m³.
Calcula:
- Kg de benceno
 - moléculas de benceno
 - moles de átomos de carbono
 - átomos de hidrógeno
15. Tenemos 2 litros de alcohol etílico (etanol) de densidad 0,9 g/cc, calcula:
- g de alcohol
 - moléculas de alcohol
 - átomos de carbono

