

## 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<sub>2</sub>O 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  $\text{CO}_2$  es 44 uma/u

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

<b>MOL: cantidad de sustancia que contiene <math>6,02 \cdot 10^{23}</math> partículas</b>
---

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  $\text{CO}_2$  tienen  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$ .

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  $\text{H}_2\text{O}$  tiene una masa de 18 u.m.a.**

**1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  tiene una masa de 18 g**

**1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  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/m<sup>3</sup>.  
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

