

Como se sabe, la materia está formada por partículas, dependiendo el comportamiento de esta (la materia) del estado físico en que se encuentran las partículas.

Igualmente, sabemos que la materia no es homogénea, es decir, no es única, sino que existe un elevado número de sustancias distintas.

Sin embargo, podemos realizar una clasificación de las sustancias en:

$$a) \text{ Sustancias puras} \left\{ \begin{array}{l} \text{Elementos.} \\ \text{Compuestos.} \end{array} \right.$$
$$b) \text{ Mezclas} \left\{ \begin{array}{l} \text{Homogéneas.} \\ \text{Heterogéneas.} \end{array} \right.$$

a) **Sustancias puras.**

Poseen propiedades y composición constantes en todas sus partes, es decir, estas no varían de punto a punto.

Las sustancias puras poseen una Temperatura característica de fusión y otra de ebullición.

**Elemento químico.** Toda sustancia que no puede ser separada en otras más simples. Se conocen actualmente 108 elementos diferentes, incluidos los artificiales.

**Compuestos químicos.** Sustancias formadas por la combinación de dos o más elementos. Se conocen millones de elementos diferentes.

b) **Mezclas.**

Formadas por agrupaciones de elementos y/o compuestos. Son sustancias que no poseen una Temperatura característica de fusión, ni de ebullición. Sus distintos componentes se pueden separar por procesos físicos como la filtración y la destilación.

**Mezclas homogéneas (disoluciones).** Poseen propiedades y composición constantes en todas sus partes. Ejemplo: el aire, sal en agua,...

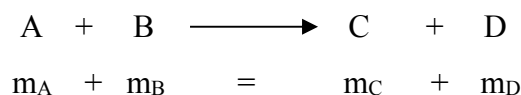
**Mezclas heterogéneas.** La composición y sus propiedades varían de una parte a otra de la misma (se pueden observar y distinguir dentro de ella sus distintos componentes). Ejemplo: agua - aceite, tierra - agua,...

— **Leyes ponderales de la química.**

Una vez clasificadas las sustancias, veamos como se transforma la materia. Las sustancias reaccionan químicamente para transformarse en otras, pero estas transformaciones no son arbitrarias, sino siguen algunas reglas o leyes:

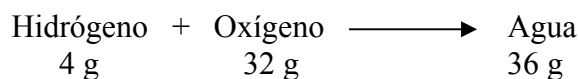
### 1) Ley de la conservación de la masa (Lavoisier).

"En una reacción química, la masa de las sustancias **reaccionantes** (**reactivos**) es igual a la masa de las sustancias **formadas** (**productos**)."



### 2) Ley de las proporciones definidas (Proust).

"La relación existente entre las masas de los elementos químicos que forman un determinado compuesto es siempre constante."



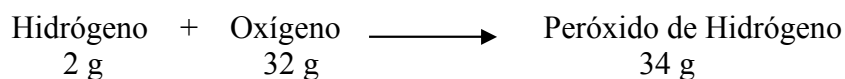
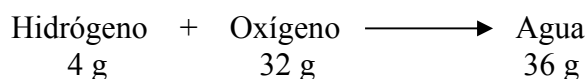
**Ley Proust:**  $\frac{32 \text{ g Oxígeno}}{4 \text{ g Hidrógeno}} = \frac{8 \text{ g Oxígeno}}{1 \text{ g Hidrógeno}}$

"Siempre que el Hidrógeno y el Oxígeno se unan para formar Agua, la relación en gramos que deben mantener es 1 g Hidrógeno por cada 8 gr de Oxígeno.≡

Al igual que el agua, todos los compuestos químicos deben mantener una relación (en gramos) constante entre sus distintos componentes.

### 3) Ley de las proporciones múltiples (Dalton).

"Siempre que dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las proporciones en que lo hacen en los diferentes compuestos guardan entre sí una relación de números enteros sencillos."



Ley Proust para el Agua:  $\frac{32 \text{ g Oxígeno}}{4 \text{ g Hidrógeno}} = \frac{8 \text{ g Oxígeno}}{1 \text{ g Hidrógeno}}$

Ley Proust para el Agua Oxigenada:  $\frac{32 \text{ g Oxígeno}}{2 \text{ g Hidrógeno}} = \frac{16 \text{ g Oxígeno}}{1 \text{ g Hidrógeno}}$

$$\text{Ley de Dalton: } \frac{\frac{16 \text{ g Oxígeno}}{1 \text{ g Hidrógeno}}}{\frac{8 \text{ g Oxígeno}}{1 \text{ g Hidrógeno}}} = \frac{16}{8} = 2$$

### — Teoría atómica de Dalton.

Dalton (1766 - 1844) fue el primero en crear una **teoría atómica** sobre la materia, para ello coordinó los fenómenos observados con las leyes de la combinación química. Esta teoría se resume:

1. Los elementos químicos están formados por átomos, consistentes en partículas materiales, separadas e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son todos iguales en masa y en todas las demás propiedades.
3. Los átomos de elementos diferentes tienen distintas masas y demás propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

### — Composición centesimal.

Esta es el porcentaje de cada elemento químico en un compuesto químico.

$$\% X = \frac{g X}{g \text{ totales}} \cdot 100$$

En el caso del agua que contiene 4 g de H<sub>2</sub> y 32 g de O<sub>2</sub>:

$$\% H = \frac{4 \text{ g}}{36 \text{ g}} \cdot 100 = 11,11 \%$$

$$\% O = \frac{32 \text{ g}}{36 \text{ g}} \cdot 100 = 88,89 \%$$

### — Fórmula empírica.

Seguimos con el agua. Hallamos los moles de hidrógeno y de oxígeno:

$$4 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 4 \text{ moles H}$$

$$32 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2 \text{ moles O}$$

Se dividen ambos valores entre el menor valor:

$$\frac{4}{2} = 2 \text{ para el hidrógeno}$$

$$\frac{2}{2} = 1 \text{ para el oxígeno}$$

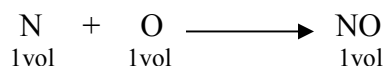
Esto significa que hay 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno: H<sub>2</sub>O.

#### — Átomos y moléculas. Principio de Avogadro.

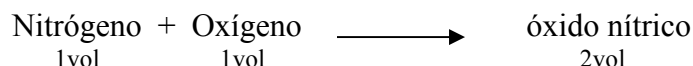
La teoría atómica de Dalton explica las leyes de las combinaciones químicas, pero no es capaz de explicar la ley de los **volúmenes de combinación** (Gay - Lussac):

"Los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química guardan entre sí una relación de **números enteros** sencillos, medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura."

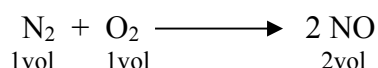
**Dalton**, según su teoría, supone que los elementos gaseosos están formados por átomos de dichos elementos:



Sin embargo, Gay - Lussac obtuvo experimentalmente:



Avogadro resolvió suponiendo que las partículas últimas de los gases no son átomos, sino agregados de átomos, a los que llamó **moléculas**:



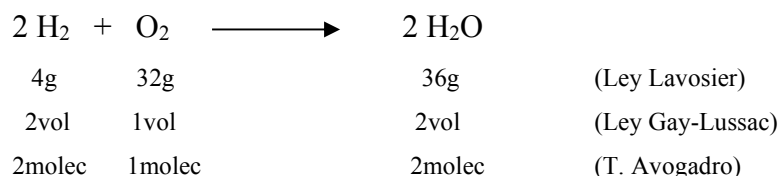
De esta forma, Avogadro introdujo el concepto de **molécula** (como agregado de átomos) y formuló la hipótesis:

"En volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, hay el mismo número de moléculas." (**Principio de Avogadro**).

Para finalizar, Avogadro considera a los **elementos** formados por átomos iguales; y a los **compuestos**, por átomos distintos.

#### — Reacción química. Concepto de mol.

Hemos visto como las reacciones químicas siguen una serie de leyes. Así, para el caso de la formación del agua:



Tanto el H<sub>2</sub> como el O<sub>2</sub> son gases, por tanto, deben cumplir el principio de Avogadro. De hecho, tanto los 4 g de H<sub>2</sub> como los 32 g de O<sub>2</sub> poseen el mismo número de moléculas, el llamado **número de Avogadro**: N<sub>A</sub> = 6.02\*10<sup>23</sup> partículas.

Además, los 4 g de H<sub>2</sub> ocupan en condiciones normales (P = 1 atm y T = 273 k) un volumen de 22,4 litros; al igual que los 32 g de O<sub>2</sub>.

Estos hechos crean la necesidad de introducir en **Química** otro nuevo concepto, el de **Mol**.

Se define **mol de elemento** como la masa atómica del elemento expresado en gramos:

$$\text{mol elemento} = \frac{\text{gramos del elemento}}{\text{Masa at mica del elemento}} = \frac{\text{g}}{M_{at}}$$

Se define **mol de compuesto** como la masa molecular del compuesto expresado en gramos:

$$\text{mol compuesto} = \frac{\text{gramos del compuesto}}{\text{Masa molecular del compuesto}} = \frac{\text{g}}{M_{molec}}$$

Para resumir: **un mol** de cualquier sustancia posee el **número de Avogadro** de partículas (6,02\*10<sup>23</sup>).

Sí son sustancias gaseosas, en condiciones normales (**c.n.**), 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros.

Este concepto transforma, además, la ecuación de los gases ideales, en esta otra:

$$\frac{PV}{T} = nR \implies PV = nRT$$

Siendo **n** el número de moles y  $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{k}}$ .

Finalmente, el concepto de mol dá un nuevo significado a las reacciones químicas:

