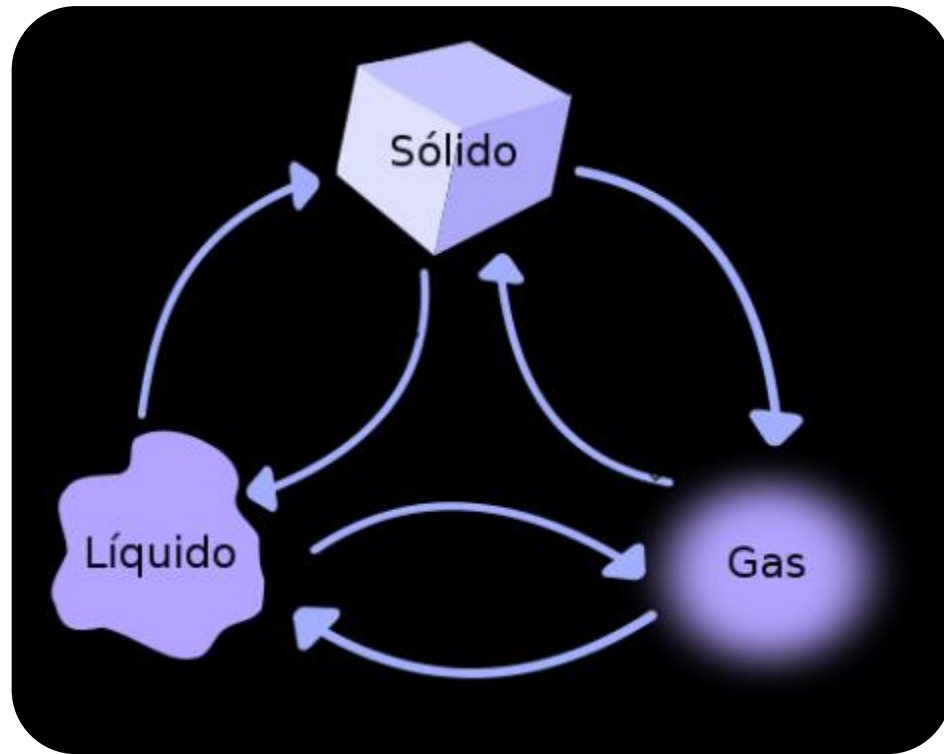


Leyes que rigen los cambios de la materia



todoesquimica.bligoo.cl



Leyes fundamentales de la Química

- Ley de conservación de la masa (Lavoisier)
- Ley de proporciones definidas (Proust)
- Ley de proporciones múltiples (Dalton).
- Ley de proporciones recíprocas (Ritcher)
- Ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac).



TEORÍA ATÓMICA DE DALTON



Hipótesis de Avogadro



Estequiometría

Stoicheion (elemento)

Metron (medida)

El procedimiento químico-matemático por medio del cual se determinan las cantidades de reaccionantes y productos que intervienen en una reacción química.



Definición:

La estequiometría es el área de la química que se preocupa de estimar las cantidades exactas de reactivos y productos obtenidos en una reacción química.

La palabra *estequiometría* fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones ponderales (o de masa) en las transformaciones químicas.



Conceptos básicos

Materia

Es cualquier cosa que tiene masa y que ocupa un espacio.

Masa

es una magnitud relacionada con la cantidad de materia que tiene un objeto.

Peso

es la fuerza de atracción que posee los cuerpos hacia la tierra.

Masa atómica

Es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma)

Masa relativa

es un número que indica cuántas veces mayor es la masa de una molécula de una sustancia con respecto a la unidad de masa atómica.

Mol

es la cantidad de materia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas)

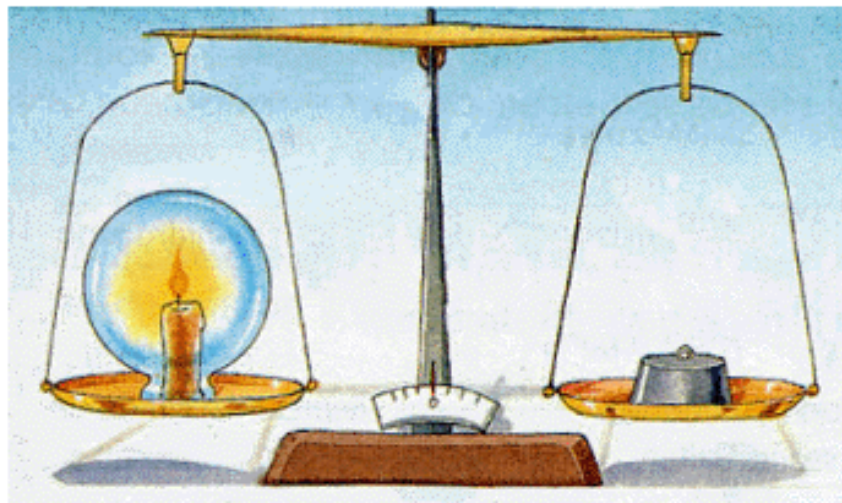
Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

“En toda transformación química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos de la reacción”.

Ejemplo: *2 gramos de cloro y 3 gramos de sodio producen 5 gramos de cloruro de sodio.*



Ley de conservación de la masa



Cuando una vela arde en un contenedor herméticamente cerrado, no se produce ningún cambio detectable en la masa

El fiel de la balanza, permanece en el mismo lugar, antes y después de la reacción

Durante un cambio químico no se produce ningún cambio detectable en la masa total

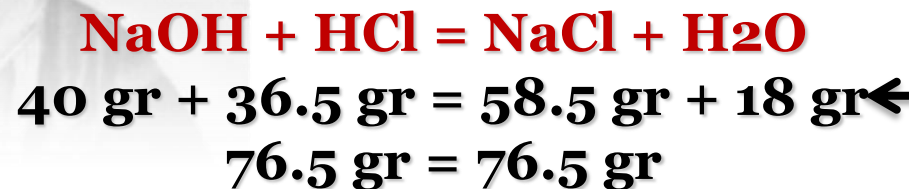
Ley de la conservación de la masa

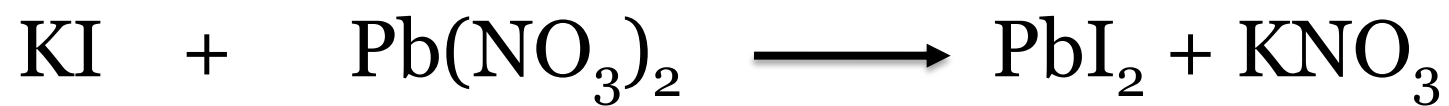
1782

ANTOINE LAVOISIER



“la suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción” o bien: **la materia ni se crea ni se destruye solo se transforma.**





Ley de proporciones definidas (Proust)

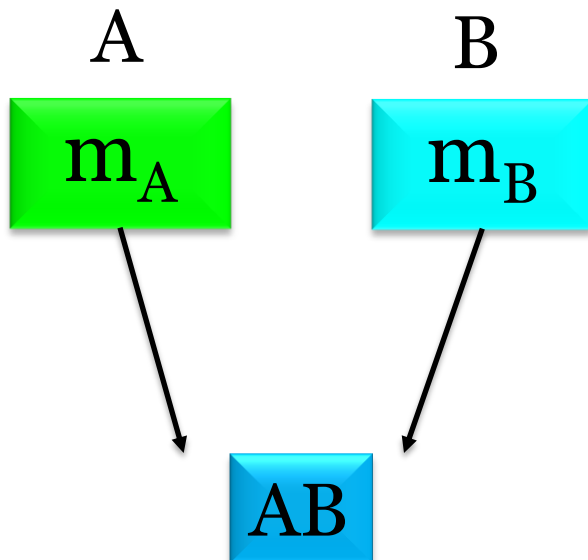
“Los elementos se combinan para formar compuestos en una proporción de masa fija y definida”.

Ejemplo: *El azufre y el hierro se combinan para formar sulfuro de hierro (II) en la siguiente proporción: 4 gramos de azufre por cada 7 gramos de hierro.*



Ley de Proust (Ley de las Proporciones Definidas 1799)

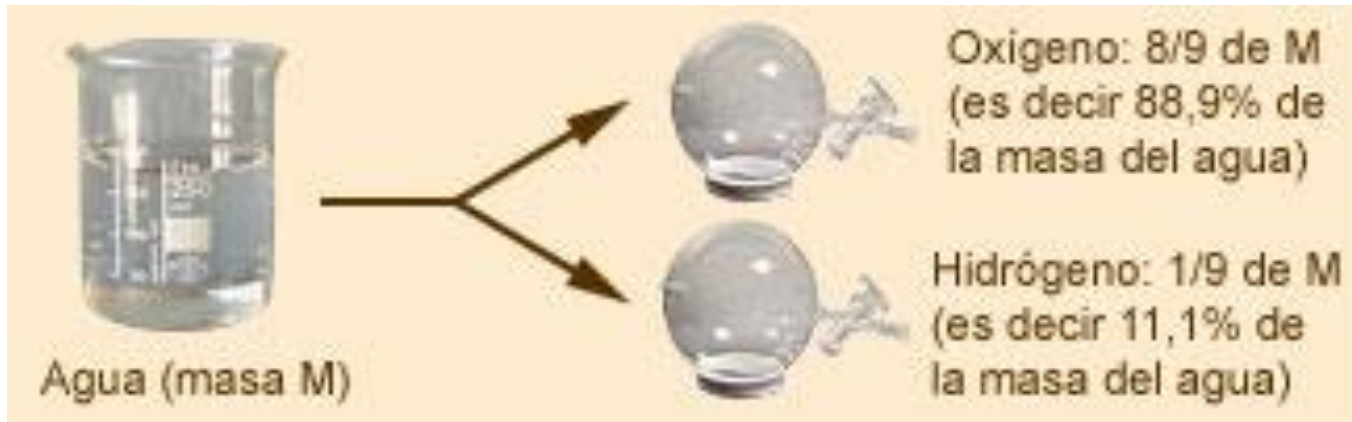
“Un compuesto químico tiene siempre la misma composición, es decir, la misma proporción en masa de los elementos que lo forman, independientemente del método empleado para obtenerlo”.



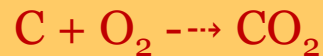
Proust: $\frac{m_A}{m_B} = \text{constante}$



Ejemplos

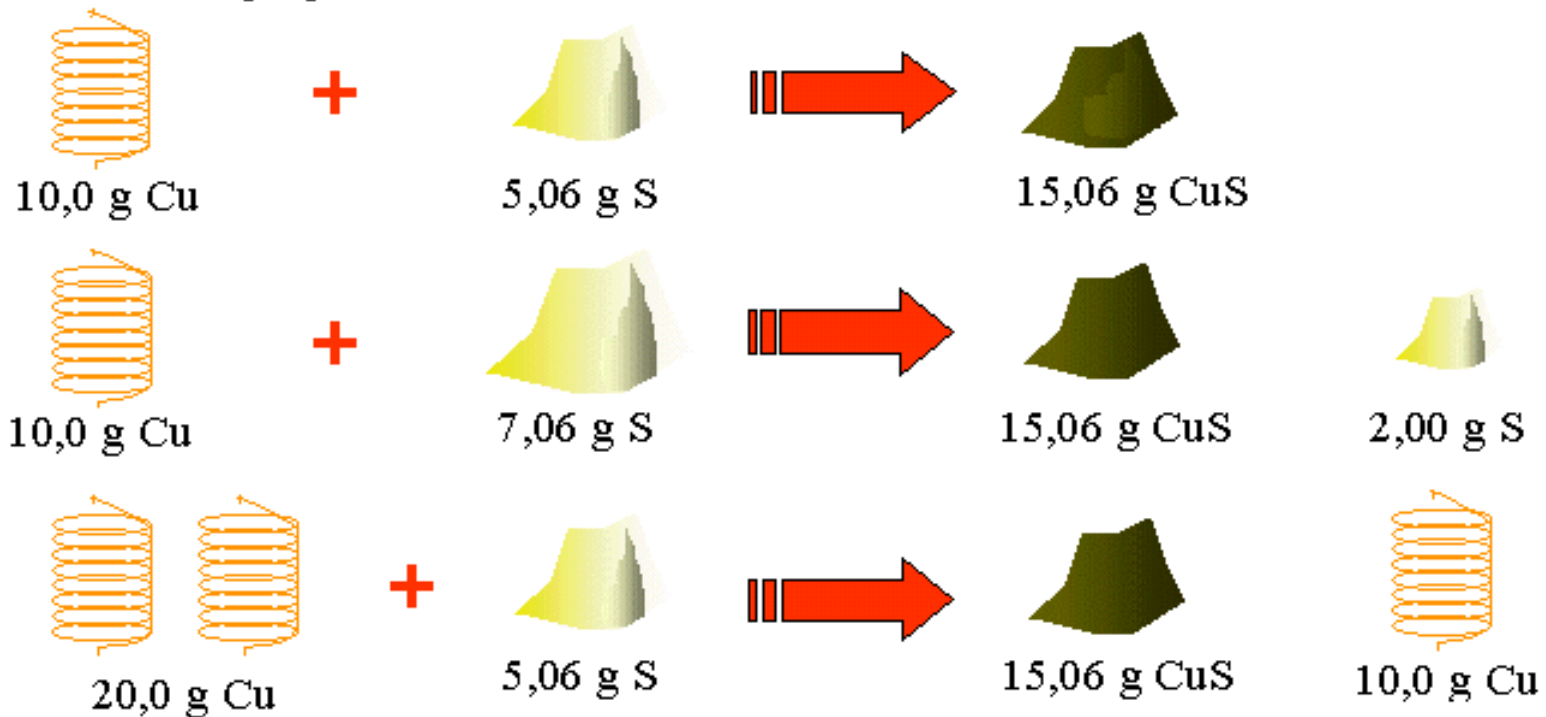


La combinación de una misma cantidad de carbono (12 gramos) con distintas cantidades de oxígeno.



Se observa que las cantidades de oxígeno mantienen la relación numérica sencilla (en este caso "el doble") $32/16 = 2$

Diferentes muestras de un compuesto puro siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción



Sabiendo que 10 g de Cu reaccionan exactamente con 5,06 g de S, ¿cuánto CuS se formará cuando se hagan reaccionar 20 g de Cu con 7 g de S?

- La proporción en que reaccionan es:

$$\frac{10 \text{ g Cu}}{5,06 \text{ g S}} = 1,98 \frac{\text{g Cu}}{\text{g S}}$$

- La proporción en que se mezclan es:

$$\frac{20 \text{ g Cu}}{7 \text{ g S}} = 2,86 \frac{\text{g Cu}}{\text{g S}}$$

- SOBRA COBRE. El reactivo limitante es el azufre, el que se gasta por completo y el que marca la cantidad de producto que se va a formar



Planteamos una proporción entre el S y el CuS:

$$\frac{5,06g S}{15,06g CuS} = \frac{7g S}{x}; \quad x = 20,83g CuS$$

También se puede resolver calculando la masa de Cu que reacciona y sumándola a la de S:

$$\frac{5,06g S}{10,0g Cu} = \frac{7g S}{x}; \quad x = 13,83g Cu$$

$$7gS + 13,83gCu = 20,83gCuS$$

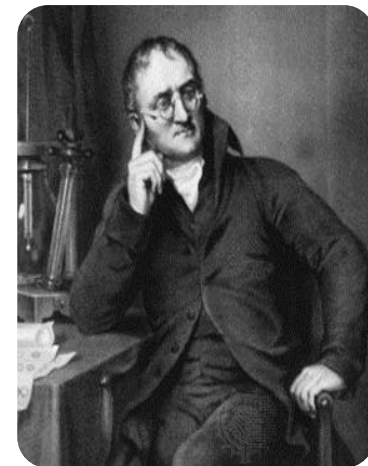


Ley de proporciones múltiples (Dalton)

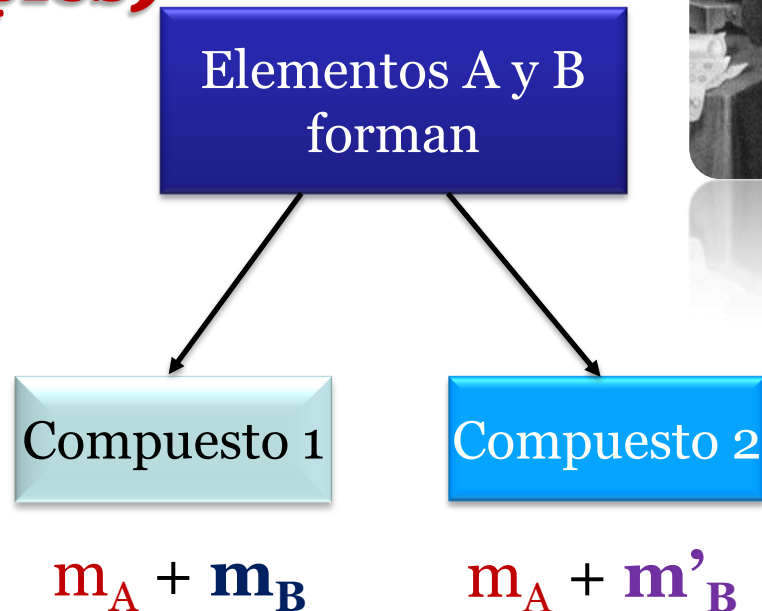
“Cuando dos elementos se combinan entre sí para dar compuestos diferentes, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números sencillos”.



Ley de Dalton (Ley de las Proporciones Múltiples)



Si 2 elementos forman diferentes compuestos, las masas de uno de ellos combinados con una misma masa del otro guardan entre sí una relación de números enteros y sencillos



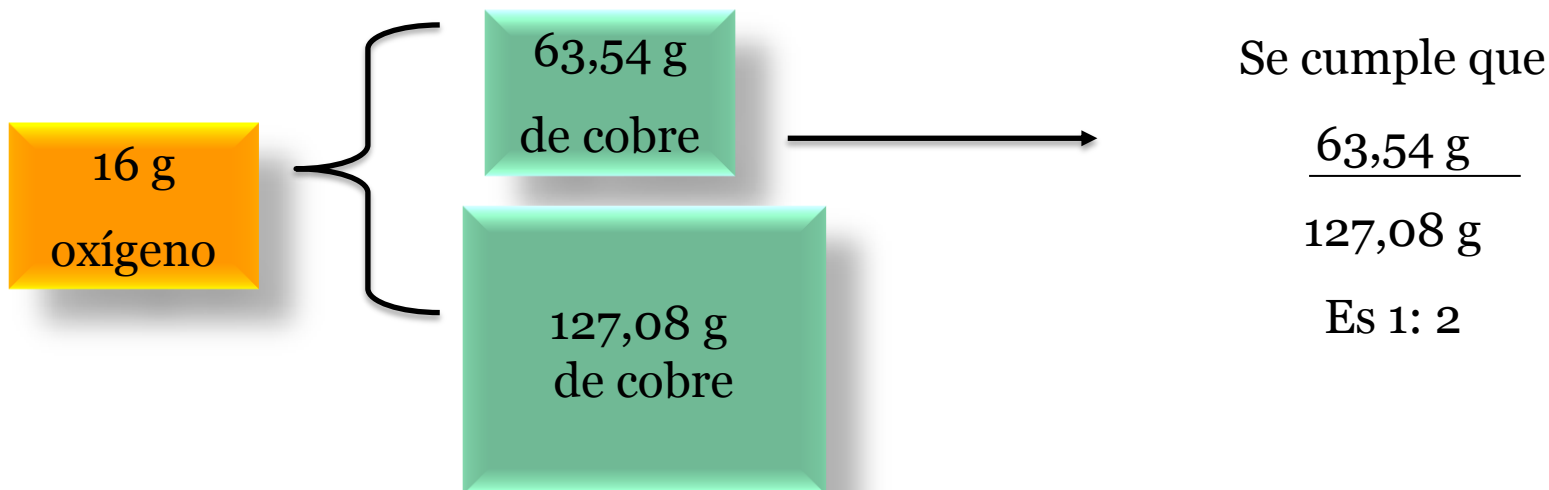
Dalton:

$$\frac{m_B}{m'_B} = \frac{p}{q} \neq 1$$

se trataría del mismo compuesto



Si 2 elementos forman diferentes compuestos, las masas de uno de ellos combinados con una misma masa del otro guardan entre sí una relación de números enteros y sencillos.

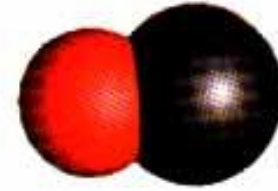




carbono



oxígeno



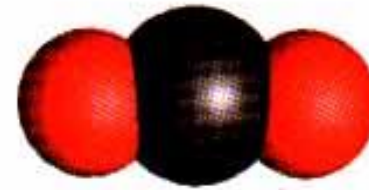
monóxido
de carbono



carbono



oxígeno



dióxido
de carbono

Ley de proporciones recíprocas (Ritcher)

“Las masas de dos elementos que se combinan con una masa de un tercero, guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí”.



Enunciada por Ritcher en 1792



"Los pesos (masas) de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso (masa) de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos"

es decir, que los pesos de diferentes sustancias que se combinan con un mismo peso de otra, dan la relación en que ellos se combinan entre sí (o multiplicada por un número sencillo).

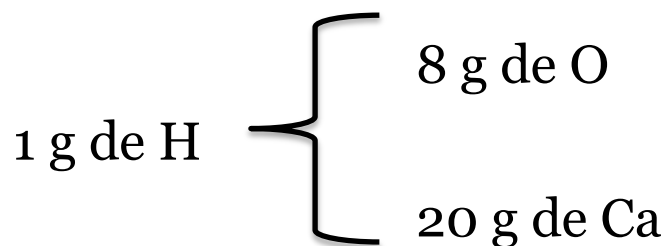


Ejemplos



Si 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para dar agua, y 6 g de carbono se combinan también con 16 gramos de oxígeno para dar dióxido de carbono, entonces 2 g de hidrógeno se combinarán con 6 g de carbono al formar metano.

El H se combina con el O para dar agua y con el Ca para formar hidruro de calcio en la siguiente proporción:



Según esta ley cuando se combinen el O y el Ca para dar óxido de calcio lo harán en la proporción 8 g de O por cada 20 g de calcio, o bien, en una proporción múltiple de esta.

Hipótesis de Avogadro

“A una presión y a una temperatura determinados en un volumen concreto habrá el mismo número de moléculas de cualquier gas”.

Ejemplo: *Un mol de cualquier gas, es decir, $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, ocupa en condiciones normales ($p = 1 \text{ atm}$; $T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$) un volumen de 22'4 litros.*



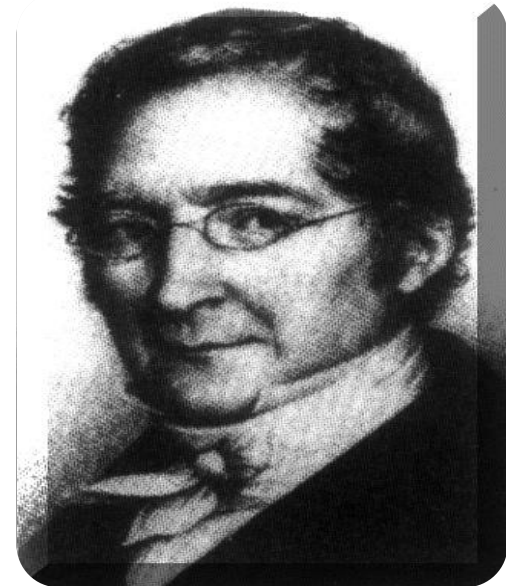
Ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac)

“A temperatura y presión constantes, los volúmenes de los **gases** que participan en una reacción química guardan entre sí relaciones de números sencillos”.



Ley de volúmenes de combinación (Gay-Lussac)

Cuando se produce una reacción química en la que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen la reacción, guarda entre sí una relación dada por números sencillos.

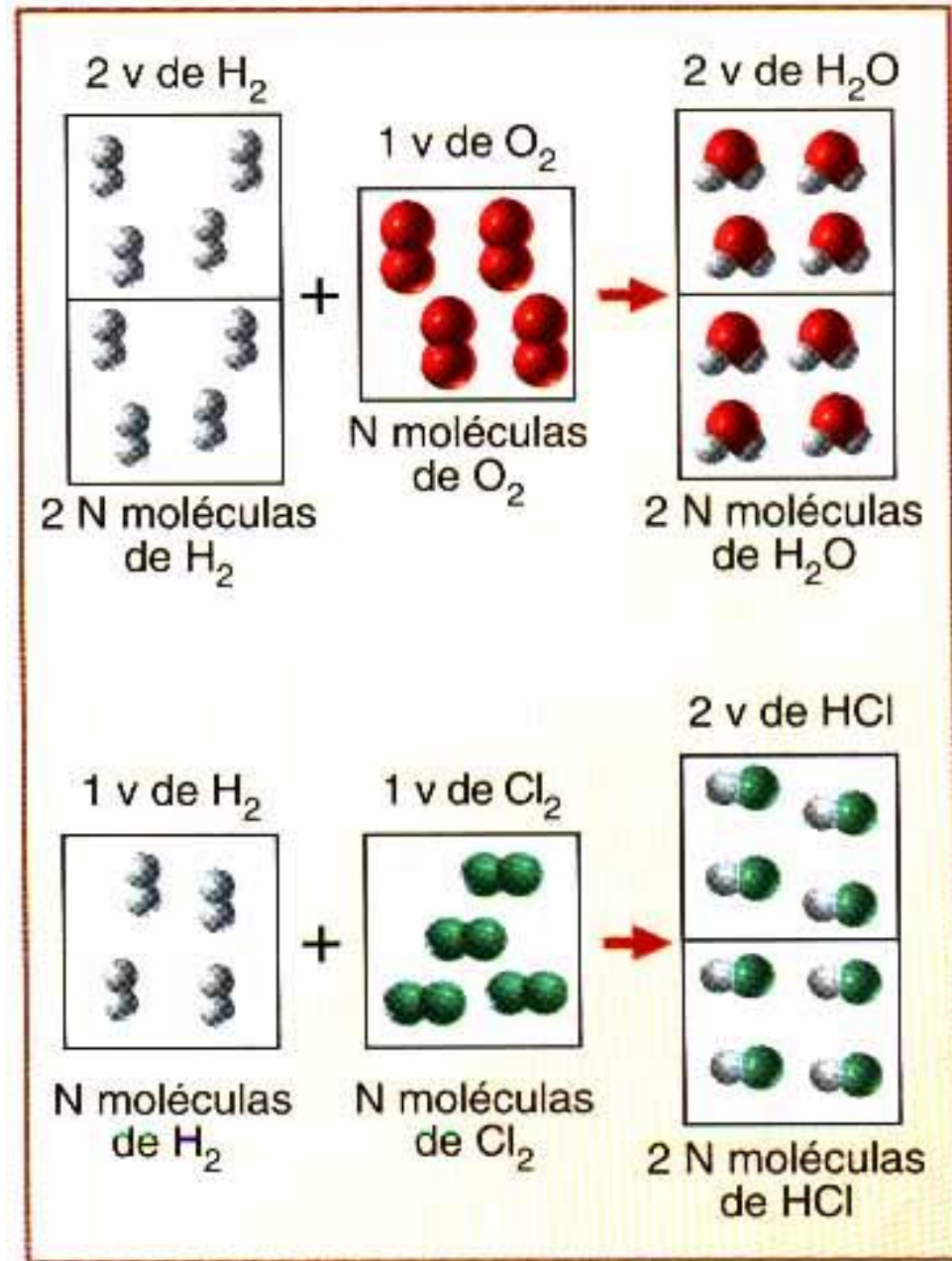


Lussac investigó la reacción entre el H y el O y dedujo que bajo las mismas condiciones de presión y temperatura 2 litros de H reaccionaban con un litro de O y formaba 2 litros de vapor de H₂O.

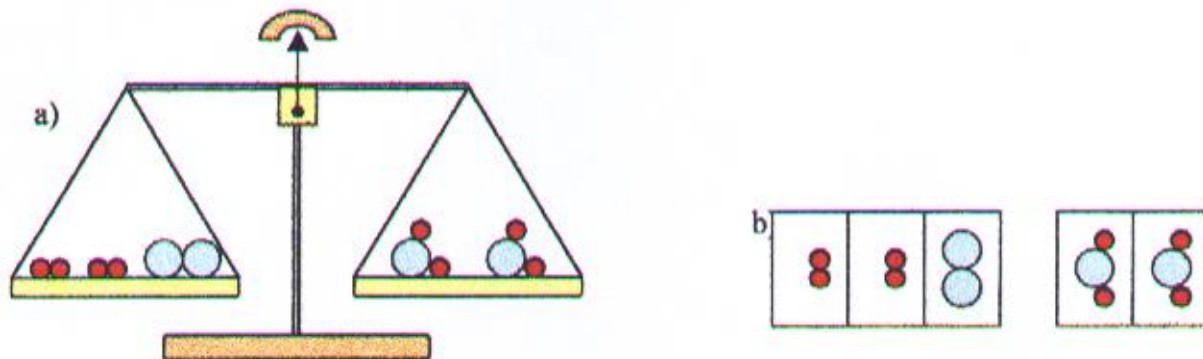




- **2 litros de hidrógeno se combina con 1 litro de oxígeno para dar 2 litros de agua (gas).**
- **1 litro de hidrógeno se combina con 1 litro de cloro para dar 2 litros de cloruro de hidrógeno.**



1 LITRO DE OXÍGENO + 2 LITROS DE HIDRÓGENO → 2 LITROS DE AGUA



La masa se conserva pero el volumen disminuye

2º LEY DE AVOGADRO

Con la teoría atómica de Dalton, resultaba complicado poder explicar las leyes volumétricas, debido al concepto existente de molécula.

El problema lo solucionó Avogadro al llegar a las siguientes dos conclusiones:



1ª Algunos elementos están formados por moléculas diatómicas.

Las moléculas de los elementos gaseosos excepto los gases nobles son diatómicas.

El hidrógeno



El oxígeno



2ª Volúmenes iguales de todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. Es decir, un mismo número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen en idénticas condiciones. Este enunciado se conoce con el nombre de Ley de Avogadro.

Postulados de la teoría atómica de Dalton

- Los elementos químicos están constituidos por partículas llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables en cualquier proceso físico o químico.
- Los átomos de un elemento son todos idénticos en masa y en propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos son diferentes en masa y en propiedades.
- Los compuestos se originan por la unión de átomos de distintos elementos en una proporción constante.



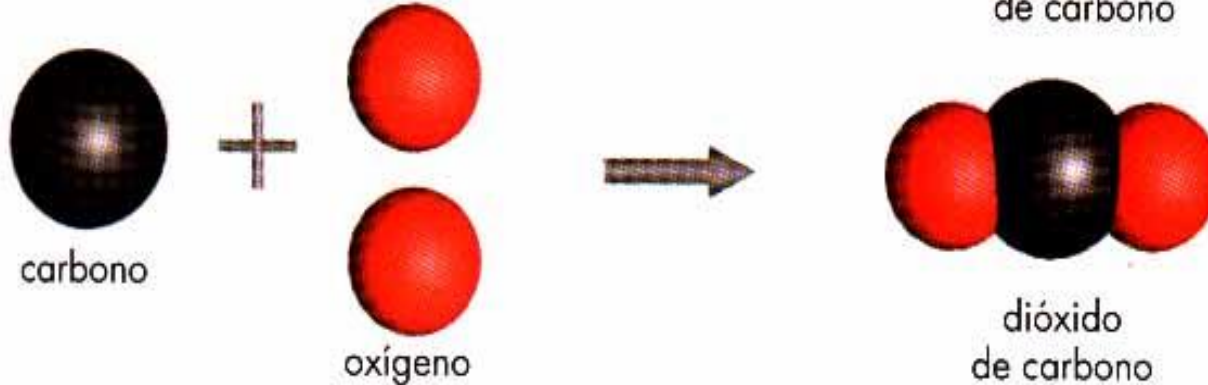
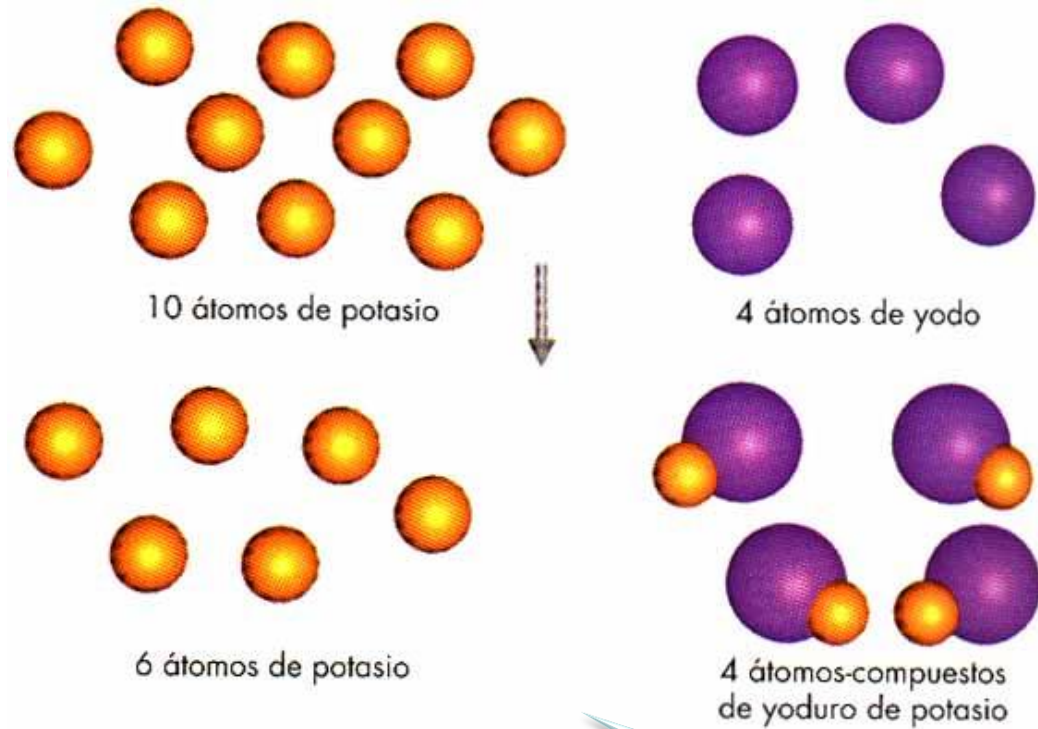
La teoría atómica de Dalton

Para explicar las leyes ponderales, J Dalton, en 1803, hizo una serie de suposiciones que se conocen como la teoría atómica de Dalton

- 1 Los elementos químicos están formados por partículas muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos
- 2 Todos los átomos de un elemento químico dado son idénticos en su masa y demás propiedades
- 3 Los átomos de diferentes elementos químicos son distintos, en particular sus masas son diferentes
- 4 Los átomos son indestructibles y retienen su identidad en los cambios químicos
- 5 Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos químicos se combinan entre sí, en una relación de números sencilla, formando entidades definidas (hoy llamadas moléculas)



Explicación visual de las leyes de Proust y Dalton a partir de la Teoría atómica



Ley de Proust

Ley de Dalton