

LEYES FUNDAMENTALES QUÍMICA

Leyes ponderales

Son las leyes generales que rigen las combinaciones químicas

Ley de conservación de la masa (Lavoisier SXVIII)

Durante un cambio químico en un sistema cerrado, la masa se conserva.

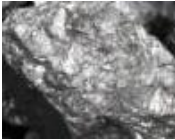

$$\text{Masa reactivos} = \text{Masa productos}$$

No se cumple en las reacciones nucleares, donde la materia se convierte en energía y se conserva tanto masa como energía $E = m \cdot c^2$

Ley de las proporciones definidas (Proust 1799)










En una transformación química los reactivos y productos mantienen una proporción determinada para obtener los productos.

Las sustancias que participan en una reacción química lo hacen en una proporción constante

Cantidad de Hierro (Fe)		Cantidad de Azufre (S)		Cantidad de Sulfuro de hierro (FeS)
	3,5 g	+		5,5 g
	14,0 g	+		22,0 g
	56,0 g	+		88,0g

Ley de las proporciones múltiples de Dalton (1803)

Dos elementos pueden combinarse entre sí en proporciones distintas para dar lugar a compuestos diferentes. Si uno de ellos lo hace en una cantidad fija, las variaciones del otro elemento guardan una relación de números sencillos.

proporciones	Átomos de azufre		Átomos de oxígeno		Compuestos
2:1	1 	+	1 	→	monóxido de azufre 
2:2	1 	+	2 	→	dióxido de azufre 
2:3	1 	+	3 	→	trióxido de azufre 

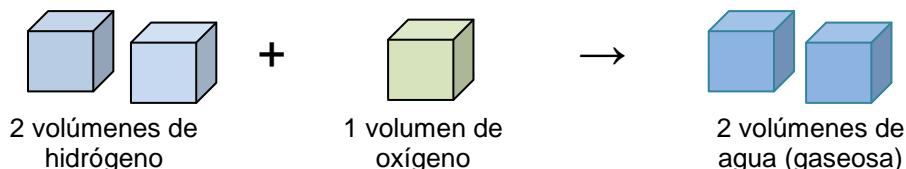
Teoría atómica de Dalton

1. Los elementos químicos están formados por átomos indivisibles
2. Todos los átomos de un elemento son idénticos en masa y propiedades
3. Los átomos de diferentes elementos son distintos, en particular en su masa
4. Los átomos son indestructibles en una reacción química, solo se redistribuyen
5. Los compuestos se forman por la combinación de átomos de diferentes elementos en una proporción de números enteros sencillos

Leyes volumétricas

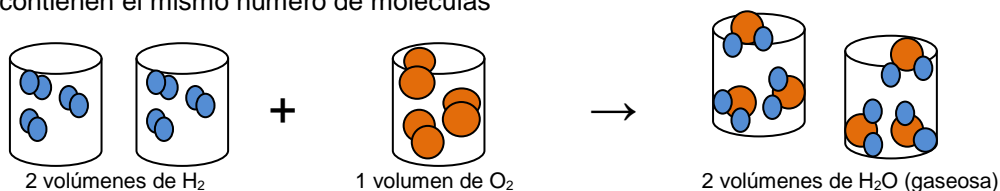
Ley de los volúmenes de combinación o Gay-Lussac (1805)

Cuando los gases se combinan para dar compuestos gaseosos lo hacen en relación de números enteros sencillos entre reactivos y productos, en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Hipótesis de Avogadro

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas



El concepto de molécula como agrupaciones de átomos, surge como la teoría atómico molecular como combinación de la teoría de Dalton, la ley de Gay-Lussac y la hipótesis de Avogadro.

Masas atómicas y Masas moleculares

Dalton calculó las masas relativas de los átomos basándose en la ley de Proust y de Gay-Lussac. Utilizaba símbolos para representar los elementos y compuestos. En 1814 Berzelius propone como símbolo la inicial del nombre del elemento en latín (añadiendo una de las letras siguientes en minúscula si estaba repetida).

La fórmula química de una sustancia se indicaría con los símbolos de los elementos que la forman con un subíndice que indicara el número de átomos que lo forman.

Masa atómica relativa: es la masa comparada con el patrón el carbono-12 al que se le asigna el valor 12,0000 unidades de masa atómica (u)

Masa molecular: es suma de las masas de todos los átomos que la conforman

Concepto de mol

Cantidad de una sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas o iones) como las contenidas en 12 g de Carbono-12

En un mol de cualquier sustancia hay $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. Es el **número de Avogadro** correspondiente al nº de átomos en 12 gramos de carbono-12

La **Masa Molar (M)** es la masa de un mol de partículas expresada en gramos. Equivale a la masa atómica o molecular en u.m.a. Se expresa en unidades kg/mol o g/mol

Cálculo del nº de moles que tenemos en una cantidad de masa m

$$n^{\circ} \text{ de moles} = \frac{m(\text{g})}{M\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

- Composición centesimal y determinación de fórmulas**

La composición centesimal es el % de cada elemento que encontramos en un compuesto

Ej.: HNO₃

Masas atómicas: H 1 N 14 O 16

Masa molecular (M) = 1+14+16·3 = 63 u

Masa molar = 63 g

Hidrógeno	$\frac{1g H}{63 g HNO_3} = \frac{xg H}{100g HNO_3}$	$x_H = 1,587 \%$
Nitrógeno	$\frac{14g H}{63 g HNO_3} = \frac{xg H}{100g HNO_3}$	$x_N = 22,223 \%$
Oxígeno	$\frac{48g H}{63 g HNO_3} = \frac{xg H}{100g HNO_3}$	$x_O = 76,190 \%$

- Fórmula empírica**

Indica la relación más sencilla de combinación de los átomos en un compuesto

Pasos para determinarla.

1º Calcular los moles de cada elemento
Dividir el % entre la masa molar

Un azúcar con 40% C, 6,67% H y 53,33% O y masa molar 180 g/mol

$$\text{moles C} = \frac{40}{12} = 3,33$$

$$\text{moles H} = \frac{6,67}{1} = 6,67$$

$$\text{moles O} = \frac{53,33}{16} = 3,33$$

2º Si las cifras no son enteras, se dividen entre la menor y, si es necesario, se multiplican por el nº necesario

$$\frac{6,67}{3,33} = 2$$

3º Si la fórmula empírica es AB₂, la fórmula molecular será (AB₂)_n donde

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}}$$

Fórmula empírica CH₂O
Fórmula molecular (CH₂O)_n

$$n = \frac{180}{12 + 2 \cdot 1 + 16} = 6$$

4º Se expresa la fórmula molecular como A_nB_{2n}

Fórmula molecular

