

1. LEYES PONDERALES

En el siglo XVIII la química estableció las medidas precisas de masa y volúmenes que llevaron a enunciar las llamadas leyes ponderales.

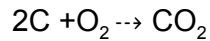
Ley de conservación de la masa de Lavoisier

Lavoisier estudió la combustión de numerosas sustancias, entre ellas, el estaño. Averiguó que el calcinado que quedaba después de quemar estaño en presencia de aire pesaba más que el estaño original. Pero al comprobar el conjunto (metal y recipiente con aire), observó que este pesaba igual antes que después de la reacción.

Mediante estas experiencias se estableció la ley de Lavoisier

En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.

Esta ley se explica con la teoría atómica donde los átomos sólo rompen y crean enlaces en las reacciones químicas.



Ley de las proporciones constantes de Proust

La ley de las proporciones constantes o ley de las proporciones definidas es una de las leyes estequiométricas, según la cual cuando se combinan dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una relación constante de masas. Fue enunciada por Louis Proust en 1795 por lo tanto también se conoce como Ley de Proust.

Colocamos 12 gramos de azufre y 21 de hierro y al calentar se produce la reacción sin que sobre ninguno de los reactivos. El azufre siempre reacciona con el hierro en una proporción fija:

$$\frac{12 \text{ g (S)}}{21 \text{ g (Fe)}} = \frac{1 \text{ g (S)}}{x \text{ g (Fe)}} \Rightarrow x = 1,75 \text{ g}$$

Es decir, 1 gramo de azufre siempre reacciona con 1,75 g de hierro. El azufre y el hierro reaccionan en una proporción fija 1:1,75.

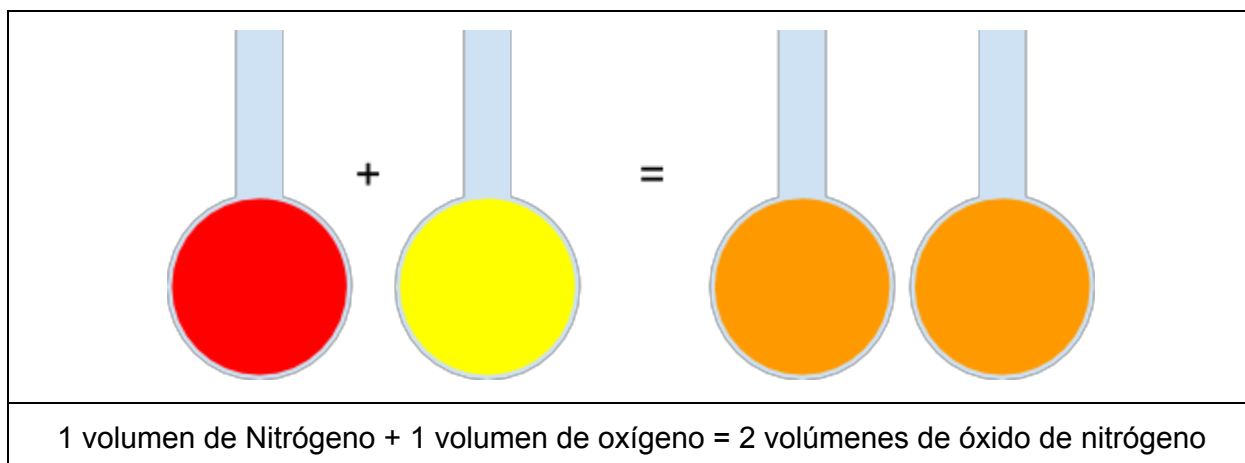
Ley de Proust. Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masa constante.

2. COMPORTAMIENTO DE LOS GASES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Existen otras leyes que establecen la relación que existe entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción, producto de los trabajos de Louis Gay-Lussac y Amadeo Avogadro.

Ley de Gay-Lussac

El físico francés Gay-Lussac estudió la reacción entre gases y observó que los volúmenes de los reactivos y productos también mantenían relaciones constantes, guiadas por números sencillos.



Ley de Gay-Lussac. En las reacciones entre gases, los volúmenes de reactivos y productos, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí relaciones numéricas sencillas.

Los resultados de Gay-Lussac no podían explicarse si se representaban los gases con el modelo monoatómico de Dalton.

Fue Avogadro quien interpretó la ley de Gay-Lussac introduciendo el concepto de molécula como formada por varios átomos.

3. HIPÓTESIS DE AVOGADRO. EL CONCEPTO DE MOL

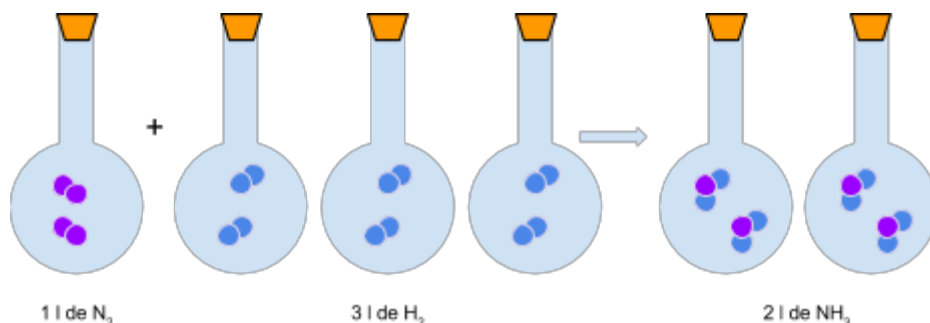
En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas. La causa de esto es que el volumen de las moléculas de cualquier gas es despreciable frente al volumen ocupado por el gas.

Hipótesis de Avogadro

En 1881 Amadeo Avogadro hizo las siguientes propuestas que fueron ignoradas hasta 1858.

- Los gases están constituidos por partículas que pueden ser **átomos individuales** o **moléculas**.
- **Volúmenes iguales** de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el **mismo número de moléculas**.

Así 1 litro de oxígeno y 1 litro de amoníaco ocupan el mismo volumen y tienen el mismo número de moléculas cuando estén en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Masa atómica y masa molecular

La hipótesis de Avogadro permitió establecer una escala de masas atómicas a partir de un patrón de medida.

La **masa atómica** de un elemento es la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (**u**).

La **masa molecular** es la masa de una molécula expresada en **u**.

Su expresión en gramos se obtiene multiplicando su valor en u por $1,66 \cdot 10^{-24}$ (valor de la unidad de masa atómica).

El mol

Realmente es muy difícil expresar la masa atómica en gramos por lo difícil que sería juntar un número tan grande de átomos. Para facilitar los cálculos se utilizan los mismos número pero en gramos.

Si la masa atómica de un átomo de carbono es 12 para obtener 12 gramos de carbono necesitaríamos $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos, esta cantidad se conoce como número de Avogadro (N_A). Este número nos permite definir una nueva magnitud llamada mol.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (moléculas, átomos, iones, etc).

La masa molar M, de cualquier sustancia equivaldrá a su masa atómica o molecular expresada en gramos.

Moles	Unidades de átomos o moléculas	Gramos
1 mol de C	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C	12 gramos
1 mol de CO ₂	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO ₂	44 gramos

4. CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

La mayoría de las reacciones químicas se producen en disolución, esto se debe a que en disolución se produce un mayor y mejor contacto entre los átomos, iones o moléculas. El principal disolvente es el agua.

Para saber la cantidad de soluto en disolución utilizamos el concepto de concentración.

La concentración hace referencia a la cantidad de soluto que existe en cierta cantidad de disolución

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

Este cociente se puede expresar en:

- **Porcentaje de masa.**

$$\% \text{masa} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{masa disolución (g)}} \cdot 100$$

- **Gramos por litro**

$$\text{gramos por litro} = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (L)}}$$

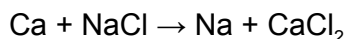
- **Concentración molar**

$$C = \frac{\text{moles soluto (mol)}}{\text{volumen disolución (L)}}$$

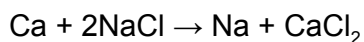
5. REACCIONES QUÍMICAS

Las **ecuaciones químicas** muestran las sustancias que reaccionan (llamadas reactivos) y las sustancias que se originan (llamadas productos). La ecuación química ayuda a ver y visualizar los reactivos que son los que tendrán una reacción química y el producto, que es la sustancia que se obtiene de este proceso.

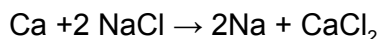
Ajustar una ecuación es conseguir que en los reactivos y productos haya el mismo número de átomos de cada elemento.



En esta reacción intervienen 3 átomos: Ca, Na y Cl. A la derecha y la izquierda tenemos que tener la misma cantidad de ellos, si observamos vemos que existe la misma cantidad de Ca y Na tanto en los reactivos como en los productos, un mol; sin embargo de cloro aparece uno a la izquierda y otro a la derecha, para equilibrar la reacción pondremos un 2 delante del NaCl



En este caso tenemos 2 átomos de cloro a la izquierda y 2 a la derecha, un átomo de Ca a la izquierda y uno a la derecha, 2 átomos de Na a la izquierda y 1 a la derecha; para que la reacción quede ajustada debemos poner un 2 delante del Na en los productos.

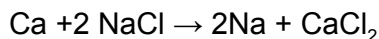


Ahora si contamos átomos a la derecha y la izquierda veremos que tenemos las mismas cantidades.

A nivel microscópico se produce reacción entre átomos a nivel macroscópico hablamos de moles.

Reacciones químicas con reactivo limitante

Si en una reacción química los reactivos están en proporción definida por la ecuación ajustada, como en el caso anterior.



Si ponemos 1 mol de Ca y 2 moles de NaCl la reacción se completa y no sobra ningún reactivo pero si ponemos menos cantidad de uno de ellos, por ejemplo de NaCl, el otro reactivo (Ca) no se consumirá completamente, en este caso al NaCl se llama **reactivo limitante**.

Reactivo limitante es aquel que determina la máxima cantidad de producto que puede formarse. El reactivo limitante se consume por completo e impide (limita) la continuidad de la reacción

6. ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES

Los experimentos de Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro demostraron que existe una relación entre la presión, el volumen y la temperatura en los gases.

- **Ley de Boyle.** Al duplicar la presión sobre un gas a temperatura constante, su volumen se reduce a la mitad, es decir, el volumen es inversamente proporcional a la presión.

$$V \propto \frac{1}{P}$$

- **Ley de Charles y Gay-Lussac.** Al duplicar la temperatura de un gas a presión constante, su volumen se duplica también.

$$V \propto T$$

- **La hipótesis de Avogadro** dice que el volumen que ocupa un gas es proporcional a los moles del mismo.

$$V \propto n$$

Si unimos las tres obtendremos:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Si llamamos R a la constante de proporcionalidad tendremos:

$$V = R \frac{nT}{P}$$

La constante R llamada constante de los gases ideales tendrá el valor de $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

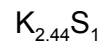
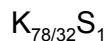
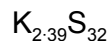
En una reacción química con gases si las condiciones de presión y temperatura iniciales y finales son iguales los cálculos los podemos hacer tanto en moles como en litros.

7. CÁLCULO CON FÓRMULAS QUÍMICAS

Para representar un compuesto químico se utilizan fórmulas y estas pueden ser de distinto tipo: fórmula empírica y fórmula molecular.

Determinación de las fórmulas empíricas y moleculares.

La fórmula K_2S indica que hay dos átomos de potasio por cada átomo de azufre. También se puede escribir como relación de sus masas atómicas.



De donde se observa que por cada gramo de S tendremos 2,44 gramos de K.

La fórmula empírica de un compuesto se puede establecer conociendo la proporción en gramos en que se combinan los átomos (o el porcentaje).

Ejemplo: De un análisis hemos obtenido el siguiente resultado en masa: 58,97% de Na y 41,03% de S. Calcular la composición centesimal. La masa atómica de Na es 23 y la del S es 32.

1. Dividimos el porcentaje entre la masa atómica

$$\text{Na: } 58,97/23=2,56$$

$$\text{S: } 41,03/32=1,28$$

2. Dividimos el resultado entre el cociente más pequeño, en este caso 1,28

$$\text{Na: } 2,56/1,28=2$$

$$\text{S: } 1,28/1,28=1$$

Por lo tanto podemos decir que tenemos dos átomos de Na y uno de S. Na_2S será la fórmula que buscamos.

3. Si no hubiésemos obtenido números naturales podríamos haber multiplicado todos los cocientes por algún número natural hasta que todos nos dieran números naturales.

Composición centesimal

Es el porcentaje de cada átomo presente en una molécula o compuesto químico. Pasos:

1. Calculamos la masa molecular
2. Dividimos cada masa atómica de cada átomo que compone el compuesto por la masa molecular
3. Multiplicamos por 100 y obtenemos el tanto por ciento

Ejemplo: Queremos calcular la composición centesimal del etanol C_2H_6O . Las masas atómicas son $C=12, H=1, O=16$

1. Calculamos la masa molecular.

$$2 \cdot C = 2 \cdot 12 = 24$$

$$6 \cdot H = 6 \cdot 1 = 6$$

$$1 \cdot O = 1 \cdot 16 = 16$$

Si sumamos todo tendremos: $24 + 6 + 16 = 46$

2. Dividimos la masa atómica de cada elemento por el total

$$C: 24/46 = 0,52$$

$$H: 6/46 = 0,13$$

$$O: 16/46 = 0,35$$

3. Multiplicamos por 100 para obtener el porcentaje

$$C: 0,52 \cdot 100 = \mathbf{52\%}$$

$$H: 0,13 \cdot 100 = \mathbf{13\%}$$

$$O: 0,35 \cdot 100 = \mathbf{35\%}$$