



Química



Estuvimos trabajando mucho tiempo con la formación de compuestos químicos, estos compuestos eran realizados mediante ecuaciones químicas, como recordaran las mismas consistían en partir de ciertos reactivos (elementos metálicos, no metálicos, etc.) y obteníamos los productos (los compuestos en si (óxidos, hidruros, sales, etc.)). Con este tipo de ecuaciones son con las que vamos a trabajar de ahora en adelante. Antes de comenzar con las mismas tendemos que tener muy en claro algunos conceptos químicos. La parte de la química que se encarga de establecer todos estos cálculos se llama estequiometria.

Estequiometría: es la parte de la química que se ocupa de calcular las masas y/o los volúmenes de los elementos y de los compuestos que intervienen en una reacción química.

Unidades de medida: estas unidades de medida son las necesarias para los cálculos estequiométricos.

- ***Unidad de cantidad de materia: EL MOL:*** En un laboratorio resulta imposible separar un átomo de una molécula, para hacerla reaccionar con otra, debido a su extraordinaria pequeñez. Para resolver ese problema es que investigadores

buscaron una cantidad de sustancia que contenga un número conocido de moléculas o de átomos y que sea posible pesar o medir. Así surge el mol que es la cantidad de sustancia que contiene exactamente $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales. La expresión partículas elementales puede referirse a moléculas, átomos, iones, electrones, etc.

- **Masa de un mol de átomo: La masa de un mol de moléculas de una sustancia es igual a la masa molecular de dicha sustancia expresada en gramos.**

La masa de la molécula de una sustancia denominada **masa molecular** es igual a la suma de la masa de los átomos que la constituyen; por ejemplo la masa del agua H_2O es 18 por que:

H pesa 1g y en la molécula hay dos átomos de hidrogeno, por lo tanto es $1 \times 2 = 2g$

O pesa 16g es así que 16 (de oxígeno) + 2 (por dos átomos de H) = $18g$

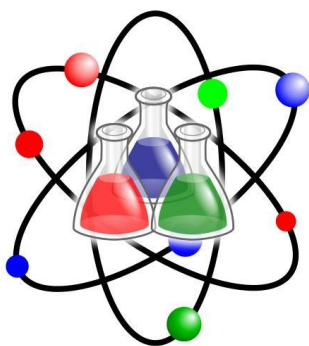
Es así que la masa de un mol de la molécula de agua es igual a $18g$ y en esa masa hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

- **Masa de un mol de átomos: La masa de un mol de átomos de una sustancia simple es igual a su masa atómica expresada en gramos;**

Por ej. La masa atómica del carbono $A = 12$, o sea que en 12 gramos de carbono hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

- **Volumen Molar: Es el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso y en condiciones normales de temperatura y presión. Su valor es de $22,4 L$**

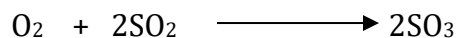
Entonces: un mol de moléculas de cualquier sustancia que se encuentre en estado gaseoso y a CNPT, tiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas y ocupa un volumen de $22,4 L$.



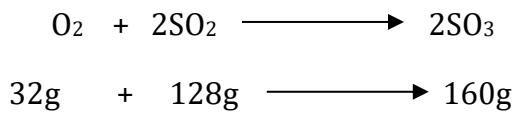
A TRABAJAR.....

Cálculos estequiométricos.

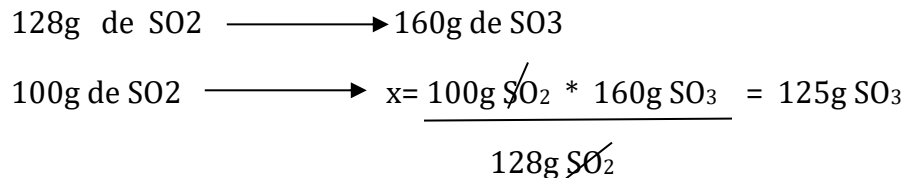
Debemos tener en cuenta que para cualquier reacción química se representa mediante ecuaciones químicas, como las trabajadas, así por ej.



1- **Cálculo de masas:** Calcular cuántos gramos de SO₃ se obtienen con 100g de SO₂

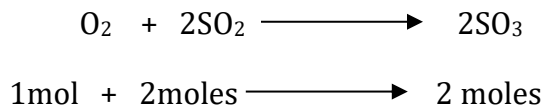


De acuerdo con estos datos:

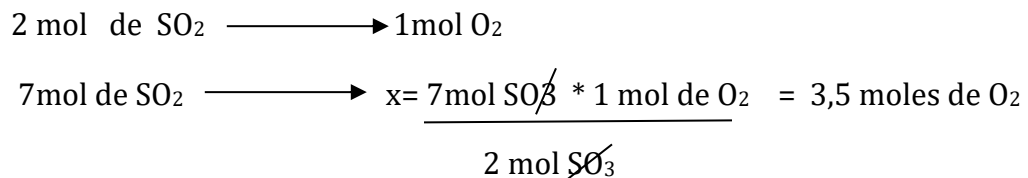


Rta. Con 100 g de SO₂ se obtienen 125g SO₃

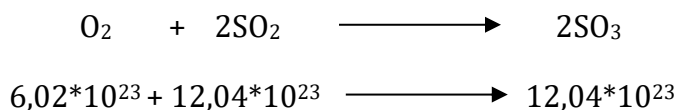
2- **Cálculo de Moles de Moléculas:** ¿cuántos moles de moléculas de O₂ son necesarios para obtener 7 moles de moléculas de SO₃?



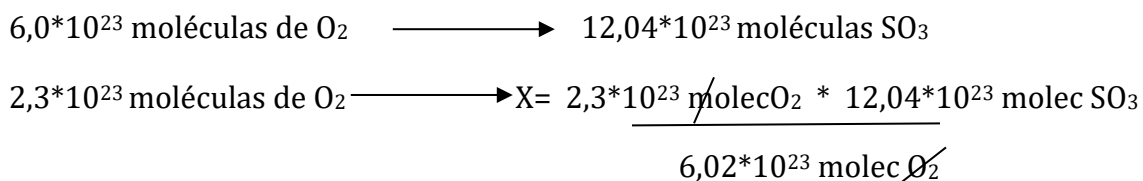
Entonces:



3- **Cálculo de moléculas:** calcular cuantas moléculas de SO₃ se obtienen con 2,3*10²³ moléculas de oxígeno.

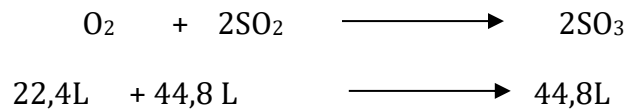


Entonces.

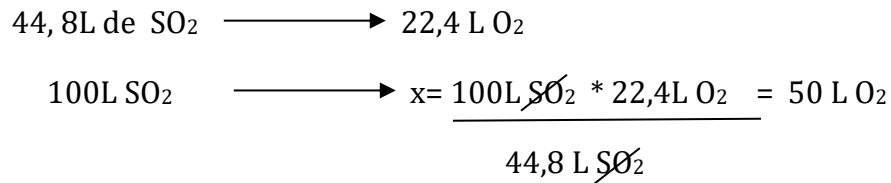


X= 4,6 *10²³ molec. De SO₃

4- **Cálculo de Volumen:** ¿Cuántos litros de O₂ en CNTP reaccionan con 100L de SO₂ en CNTP?



Entonces.



Ejercicios:

1- Forme el óxido de potasio. Ecuación química y equilibrio.

Con la ecuación calcule:

- La masa de óxido de potasio con 12 gr de oxígeno.
- Las moléculas de O₂ que son necesarias para obtener 3,1 * 10²³ moléculas del óxido de potasio.
- ¿Cuántos litros de oxígeno en CNTP son necesarios para obtener 3,8 L de Oxido de Potasio?
- ¿Cuántos moles de potasio serían necesarios para obtener 1,3 moles de dióxido de potasio?