

**IPET 132 PARAVACHASCA**  
**TRABAJO PRÁCTICO DE QUÍMICA**  
**CURSO: 4º AÑO B**



**ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL E INROGANICA**

**PROFESORA: VILLARREAL DAHYANA**

**TEMA: ESTEQUIOMETRIA**

**MES: SEPTIEMBRE**

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

- 1- Tu correcta participación en clase.
- 2- Prolijidad en la entrega de las actividades, pasar las actividades a la carpeta, colocar nombre, apellido en cada hoja y numerarlas. La carpeta debe estar completa, y escrita todo con lapicera y letra clara.
- 3- Realización de las actividades propuestas en clase y en el trabajo práctico.
- 4- Colaborar con el grupo cuando el otro lo necesite, muchas veces sin esperar que pida ayuda.
- 5- Entregar el Trabajo Práctico en la fecha solicitada.
- 6- Adherir al acuerdo institucional de convivencia, cumpliendo con las normas establecidas.

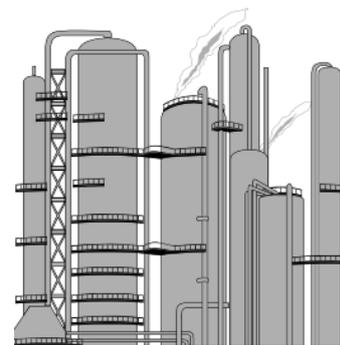
**Objetivos**

- Comprender el concepto de estequiometria.
- Identificar las operaciones básicas de estequiometria.
- Resolver calculos estequimetricos básicos para su posterior aplicación en laboratorio.

**ESTEQUIOMETRIA**

El término estequiometria proviene de las voces griegas Stoicheion (Elemento) y Metron (Medida); por lo tanto significa realizar cálculos o medida de cantidades de elementos en la formación de compuestos. Esta afirmación es correcta, puesto que las leyes estequiométricas se basan en cálculos de cantidades de los elementos en las combinaciones químicas. Actualmente, estas cantidades pueden ser no sólo de elementos sino también de sustancias compuestas.

Un aspecto fundamental de la estequiometría es que cuando se conoce la cantidad de una sustancia que toma parte en una reacción química y se tiene la ecuación



Una planta industrial de ácido sulfúrico: En toda transformación química se tiene en cuenta la ley de conservación de masa y los cálculos estequiométricos.

química balanceada, se puede establecer las cantidades de los otros reactivos y de los productos.

Debido a ello, la estequiometría se utiliza de manera rutinaria en los cálculos básicos dentro del análisis químico cuantitativo y durante la producción de todas las sustancias químicas que se utilizan la industria o que empleamos de manera cotidiana.

### ¿Qué es a estequiometria?

**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.**

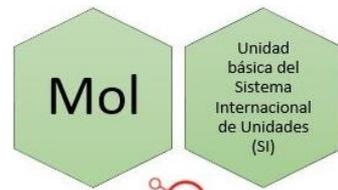
Es decir, cuando se prepara un compuesto es necesario conocer que cantidad de sustancias reaccionantes necesitaremos para obtener una determinada masa de ese compuesto o en caso de disponer de cierto reactivo se debe calcular cuánto hace falta del otro u otros reactivos que intervienen en la reacción. En el caso de los gases se trabaja con un volumen a cierta presión y temperatura.

### Unidades de medida.

Para realizar los cálculos estequiométricos se utilizan medida como: mol de moléculas, átomos y volumen molar.

### El mol: Unidad de cantidad de materia.

En el trabajo diario del laboratorio es imposible separar un átomo o una molécula para hacerla reaccionar con otra, debido a su extraordinaria pequeñez. Esto llevó a los investigadores a buscar una cantidad de sustancia que contenga el número conocido de moléculas o de átomos y que sea fácil de pesar o medir. En dichas actividades se utilizan unidades como la docena (12 unidades), centena (100 unidades), etc. En el caso de las partículas elementales (átomos, moléculas, iones, electrones) fue necesario recurrir una **unidad** que reuniera una cantidad mucho mayor de dichas partículas y que fuese fácil de determinar, así surgió el **mol** que puede definirse de la siguiente manera: **Es la cantidad de sustancia que contiene exactamente  $6,02 \times 10^{23}$  partículas elementales y se conoce como número de Avogadro.**



La expresión partículas elementales puede referirse a moléculas, átomos, iones, electrones, etc. Así **un mol de moléculas significa  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas, un mol de átomos significa  $6,02 \times 10^{23}$  átomos, etc.**



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

**El número  $6,02 \times 10^{23}$  se denomina número de Avogadro** por ser dicho investigador quien procedió a calcularlo.

### Masa de un mol de moléculas.

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

Es igual a la suma de la masa de los átomos que la constituyen. Por ejemplo, la masa molecular de agua o  $H_2O$  es igual a la suma de las masas de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno,  $2 \times 1g\ H + 1 \times 16g\ O = 18$  es decir, 18g  $H_2O$ . Por lo tanto en 18g de agua hay  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas.



**¡Aclaración! O y  $O_2$  NO SON LO MISMO.** El O es un átomo de oxígeno y su masa atómica es de 15,994g, es decir, 16g. El  $O_2$  es una molécula de oxígeno, su masa molecular es de  $16g \times 2 = 32g$  de oxígeno, su masa molar es 32 g/mol.

### Masa de un mol de átomos.

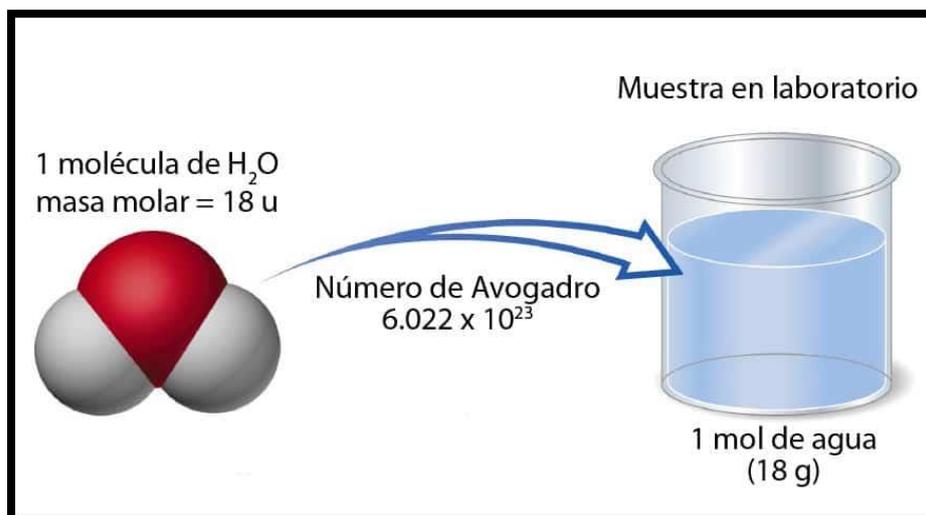
**La masa de un mol de átomos de una sustancia simple es igual a su masa atómica expresada en gramos.**

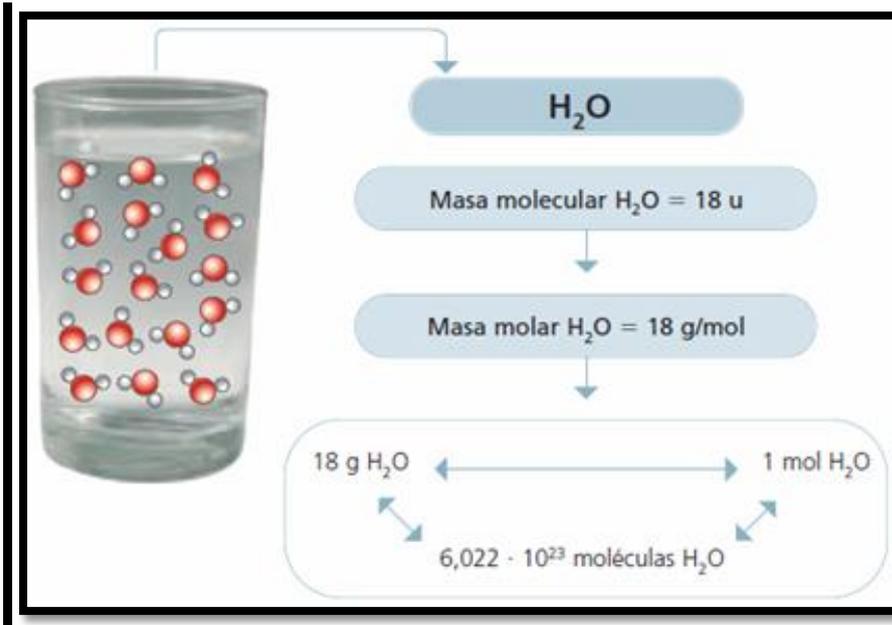
Así por ejemplo, como la masa atómica del carbono es 12, la masa de un mol de átomos de carbono es igual a 12g, es decir que, en 12g de carbono hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.

masa atómica relativa

Elemento	Masa atómica relativa
Hidrógeno (H)	1.007
Carbono (C)	12.0107
Oxígeno (O)	15.9994
Cloro (Cl)	35.453

Del mismo modo se puede deducir que  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de oxígeno tienen una masa de 16g (mol de átomos de oxígeno).





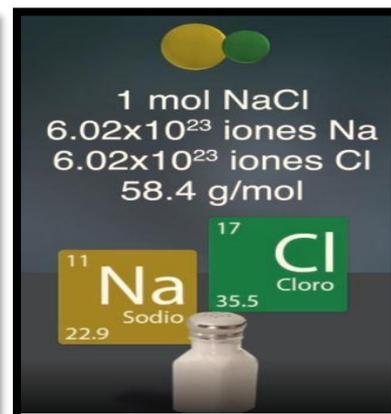
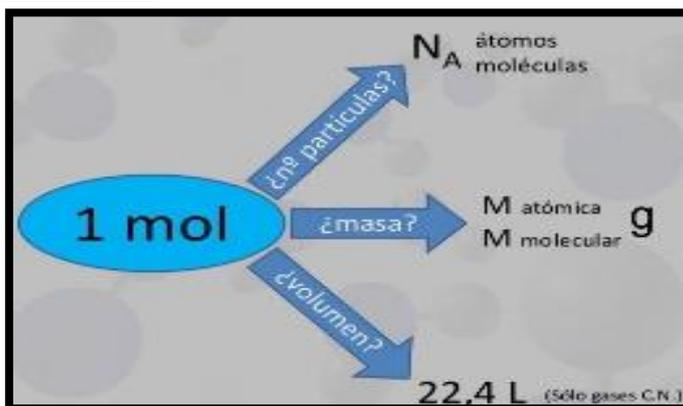
### Volumen molar.

Como los gases no tienen volumen propio y este se puede modificar variando a temperatura y/o la presión. Los científicos han acordado como condiciones normales (CNPT) la temperatura de  $0^\circ\text{C}$  y la presión de 1atm.

El volumen molar es el volumen ocupado por un mol de moléculas de cualquier sustancia en estado gaseoso y en CNPT. Su valor es 22,4L.

Entonces, por ejemplo, un mol de moléculas de oxígeno esta constituido por  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas que tienen una masa de 32g y ocupan un volumen de 22,4l en CNPT.

### En resumen:



**ACTIVIDADES:**

- Utilizando tu tabla periódica, calcula la masa molar (en gramos) de las siguientes sustancias.
  - Fe =
  - O =
  - Cu<sub>2</sub>O =
  - SO<sub>3</sub> =
  - Ca (OH)<sub>2</sub>=
  - HClO<sub>2</sub>=
  - Na<sub>2</sub> (CO<sub>3</sub>)=
- Calcula cuantos gramos se tienen se tienen  $1.806 \times 10^{24}$  moléculas de Al<sub>2</sub> (SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.
- Calcula cuantos moles tengo en 971g de Na<sub>3</sub> (PO<sub>4</sub>).
- ¿Cuántos litros tengo en 600g de SO<sub>3</sub> (g)?
- Calcula que cantidad tienen más moléculas:
  - 80L de CO<sub>2</sub> (g).
  - 275g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
  - 0.75 moles de Ni (ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.
- Si tengo 140g de N<sub>2</sub>, calcula: moles, moléculas y litros.
- Se tienen 215g de Pb<sub>2</sub> (P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) calcula: Moles y moléculas.
- Calcula que cantidad tienen más moléculas:
  - 65L de SO<sub>2</sub> (g).
  - 320g de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
  - 0.55 moles de Fe<sub>2</sub> (SO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>.
- Si tengo 140g de Br<sub>2</sub>, calcula: moles, moléculas y litros.
- ¿Cuántos litros tengo en 345g de CO<sub>2</sub> (g)?
- Calcula cuantos moles se tienen en  $2.408 \times 10^{24}$  moléculas de Ca (ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.