

ESTEQUIOMETRÍA
ESTEQUIOMETRÍA
ESTEQUIOMETRÍA

PROFESOR EFRÉN GIRALDO T.

- La estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas, es decir, la relación entre los reactantes y los productos.
- De este modo, las relaciones molares y másicas de una reacción se pueden obtener al balancear su ecuación.
- En otras palabras, la estequiometría es la rama de la química que se encarga de calcular qué cantidad de producto se genera en una reacción química, a partir de unos determinados reactantes.
- O qué cantidad de reactantes se necesitan para una determinada cantidad de producto. Es condición fundamental que la ecuación química este balanceada.

- Convertir 50 g de H₂O a moles
- 1mol de H₂O= 18 g (1) de acá sale el FACTOR

Parto de los 50g de agua

50g de agua* FACTOR

$$50\text{g de agua} * \frac{\text{NUMERADOR}}{\text{DENOMINADOR}}$$

El denominador debe tener también g de H₂O para que se cancelen con los g de los 50 g de agua. Voy a (1)

$$\cancel{50\text{ g de agua}} * \frac{1\text{ mol de H}_2\text{O}}{\cancel{18\text{ g de agua}}} = 2.77 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

- Ahora también se puede aplicar la siguiente fórmula:
- $n = \#$ de moles
- $m =$ masa en gramos
- $PM =$ peso molecular

$$n = \frac{m}{PM} \quad \text{ó} \quad m = n * PM$$

- **Basta dividir la masa en g entre el PM de la sustancia y se obtienen moles**

- $$\frac{350 \text{ g de H}_2\text{O}}{18} = 19.4 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

- **Si se tienen moles basta multiplicar por el PM y se obtienen gramos**

$25 \text{ moles de H}_2\text{O} * 18 = 450 \text{ g de H}_2\text{O}$

Coeficiente estequiométrico

- Es un número que funciona como un multiplicador indicando el número de moléculas o de moles de un determinado tipo.
- $2O_2$ significa 2 moles . 2 moléculas
- $3H_2$ significa 3 moles de hidrógeno. 3 moléculas
- $4H_2$ significa 4 moles de agua. 4 moléculas.

Subíndices de moléculas solas

- Los subíndices indican la cantidad de átomos de cada tipo, que forman cada molécula.
- O_2 , indica que una molécula de oxígeno está formada por 2 átomos de oxígeno
- H_2 1 molécula de hidrógeno formada por 2 átomos de hidrógeno
- H_2O representa a 1 molécula de agua formada por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- H_2SO_4 una molécula de ácido sulfúrico (2 at de H, 1 de S, 4 de oxígeno)

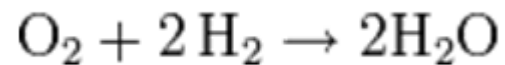
de átomos de cada elemento

- Por tanto el # de átomos de un elemento en **varias** moléculas, se halla multiplicando el coeficiente por el subíndice
- $3O_2$ significa 6 at de oxígeno en 3 moléculas
- $4H_2$ significa 8 at de hidrógeno en 4
- $10H_2$ significa 20 at de hidrógeno en 10 ...

Moléculas diatómicas

- Son aquellas que están formados por **2 átomos** del mismo **elemento químico**:
- **Lista de elementos que forman moléculas diatómicas:**
- Hidrógeno → H₂
- Oxígeno → O₂
- Nitrógeno → N₂
- Flúor → F₂
- Cloro → Cl₂
- Bromo → Br₂
- Yodo → I₂

- Cuando se expresa una reacción, la primera condición para los cálculos estequiométricos es que se encuentre balanceada, por ejemplo



- O sea que el mismo # de átomos de un elemento químico esté un lado y en otro:
- Lado izquierdo: 2 átomos de oxígeno, 4 de H
- Lado derecho 4 átomos hidrógeno y 2 de oxígeno
- **1 mol de oxígeno reacciona con 2 moles de H para dar 2 moles de agua**

Moles

- Una mol de una sustancia es su peso molecular en gramos e igual a $6.02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos o moléculas)

- Masa molecular se calcula sumando las masas atómicas de los elementos que componen la molécula. Para calcular la masa molar, hay que recurrir a la tabla periódica.
- **Masa molecular** = *masa atómica de A por # de átomos de A + masa atómica de B por # de átomos de B... hasta que no queden átomos diferentes.*

- Así, en el caso del agua:
- H_2O , su masa molecular es =
 Masa atómica del H \approx 1 por # de átomos de H
 + Masa atómica del O \approx 16 por # de átomos de O =

$$1 \times 2 + 1 \times 16 = 18 \text{ gramos} = H_2O$$

1 mol de H_2O son 18 g de agua

1 mol de oxígeno son 32g de oxígeno (2×16) O_2

1 mol de hidrógeno son 2g de H (2×1) H_2

- 2 moles de agua: el doble de su peso molecular= 36g
- $H_2SO_4 = 2 + 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g} = 1 \text{ mol}$
- 4 moles= $98 \times 4 = 292\text{g}$

- Con la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$:

- C $12.0 * 12 = 144.0$

+

H $1.0 * 22 = 22.0$

+

O $16.0 * 11 = 176.0$

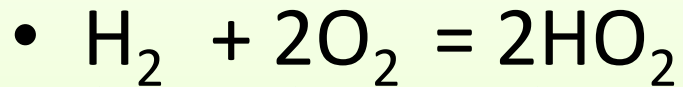
Suma 342.0 g

- Si fueran $2\text{H}_2\text{O} = 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 36\text{g}$ obviamente sería el doble de lo anterior.

- Si fuera $(\text{SO}_4)_3$ sería:

3 átomos de S (subíndice 1)

12 átomos de O ($4 \cdot 3$)



- 1mol de hidrógeno requiere 2 de Oxígeno para producir 2 moles de 2HO_2

- 2mol de hidrógeno requiere 4 de Oxígeno para producir 4 moles de 2HO_2

- 3mol de hidrógeno requiere 6 de Oxígeno para producir 6 moles de 2HO_2 .

- La relación 1 a 2 = a 2 siempre se mantendrá

- La relación siempre será:
- Por 1 mol de H, 2 de Oxígeno y 2 de agua
- También:
- 0.5 moles de hidrógeno requieren $2 \times 0.5 = 1$ mol de oxígeno
- y dan $2 \times 0.5 = 1$ moles de Agua

Si se conoce en una ecuación siquiera las moles de uno, automáticamente se conocerán las moles de los otros

- La masa molecular de $\text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3$
- Masa de Fe: 56
- Masa de S: 32
- $56 \times 2 + 16 \times 12 + 32 \times 3 = 400\text{g}$
- Una mol de $\text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3$ tiene 400g o lo que es lo mismo su masa molecular es 400g/mol que tienen 6.02×10^{23} moléculas de 6.02×10^{23} de $\text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3$

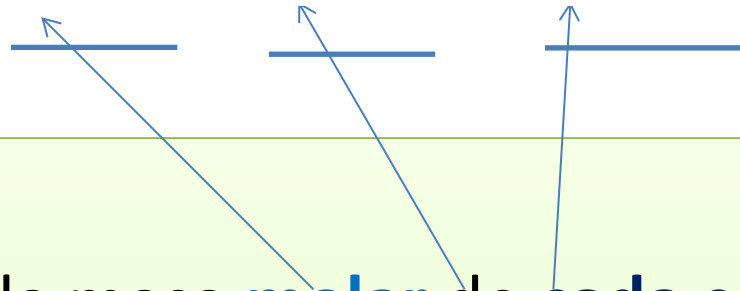
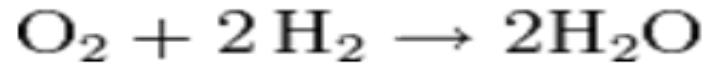
- Cloruro de sodio (NaCl) que corresponde a un compuesto iónico, una sal.
- Los pesos atómicos de los elementos son:
- Na= 22,9898 y Cl= 35.5. Según la fórmula, tenemos un subíndice igual a 1 en ambos casos. Entonces:
- Na 23
- Cl 35.5
- Suma 58.5 g/mol

Kilomol o kmol o kgmol

- Es la masa de una mol tomada en kilogramos:
- 1 kilomol de H_2O = 18 kilogramos de agua
- 1 kilomol de H_2SO_4 = 98 kg
- 1 kilomol de $Fe_2(SO_4)_3$ = 400kg
- La masa molecular de el CO_2 es 44g.
- Un kmol de CO_2 tiene una masa de 44 kg
- Una kilomol es 1000 veces una mol

Interpretación de una ecuación química

- Volvamos al H_2O
- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (ecuación balanceada)
- Se puede interpretar de varias maneras:



- Partimos de la masa molar de **cada componente** en la ecuación para dar la molar total del agua.
- 1mol de O reacciona con 2 moles de H para dar 2 moles de agua
- Una molécula de O reacciona con 2 moléculas de H para dar 2 moléculas de agua

Principio científico

- En una **reacción química** se observa una modificación de las sustancias presentes:
- Los **reactivos** se modifican para dar lugar a los **productos**.
- A escala microscópica, la reacción química es una modificación de los **enlaces** entre **átomos**, por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, **pero los átomos implicados se conservan formando nuevos compuestos**.

Ley de conservación de la materia (masa)

- 1. La conservación del número de átomos de cada elemento químico
- 2. La conservación de la carga total
- Para respetar estas reglas, se pone delante de cada especie química un número llamado **coeficiente estequiométrico**, que se puede considerar como el número de moléculas, de iones o de moles; es decir, la cantidad de materia que se consume o se transforma.