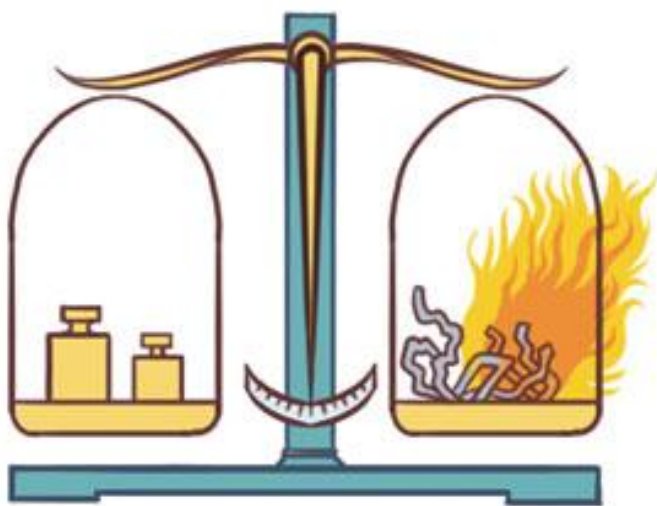




Ciclo 5 Química

Ley de la conservación de la materia

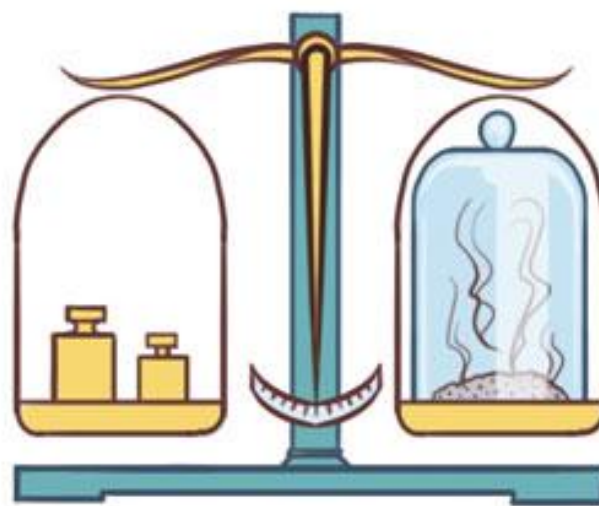


Para estudiar uno de los pilares de la química, vamos a aclarar varios conceptos

La **Materia** es todo aquello que tiene masa y ocupa un volumen.

La **masa** es la medida de la cantidad de materia contenida en una muestra de cualquier material. Mientras más masa tenga un objeto, más pesa (g, Kg) y más fuerza se requerirá para ponerlo en movimiento.

Cuando se lleva a cabo una reacción química en un recipiente cerrado, (ver imagen) los compuestos que se forman son diferentes a los que había, pero la masa de los compuestos nuevos no varía con la de los reactivos originales, lo que se determina porque la masa del reactor no ha variado.



No hay un cambio observable en la cantidad de materia durante una reacción química ordinaria.

La masa por unidad de volumen de un cuerpo es la **densidad absoluta**, que se expresa en g/cm^3 . Si fuera un gas se expresa en g/l .

Ejemplo

¿Cuál es la densidad de un material, si 20 cm cúbico tiene una masa de 600 gr?

Solución:

Sabemos que

$$\rho = \frac{m}{v} = \frac{g}{\text{cm}^3}$$

De los datos del problema sabemos que:

$$m = 600 \text{ gr.}$$

$$V = 20 \text{ cm}^3$$

Entonces reemplazando en la fórmula:

$$\rho = m / V$$





$$\rho = 600 \text{ gr} / 20 \text{ cm}^3$$

$$\rho = 30 \text{ gr} / \text{cm}^3$$

Propiedades físicas y químicas.

Una **propiedad física** es una característica que se puede observar en un objeto sin que cambie básicamente su identidad.

- Color.
- Dureza.
- Densidad.
- Punto de fusión.
- Punto de ebullición

Un proceso en el cual un objeto **cambia su apariencia física pero no su composición** se denomina **cambio físico**.



Cuando un cubo de hielo se convierte en agua, es un cambio físico ya que ésta se diferencia del hielo tan solo en su apariencia y no en su composición.

Si estas propiedades no dependen de la cantidad de sustancia considerada se denominan propiedades **específicas**, o intensivas:

- Color.
- Olor.
- Sabor
- Solubilidad
- Densidad
- conductividad del calor y de la electricidad.
- Brillo.

- Transparencia
- Dureza.
- Maleabilidad.
- Ductilidad.
- Estructura cristalina,
- Punto de fusión o de ebullición

Si las propiedades **dependen de la cantidad de muestra**, se denominan propiedades **extensivas**:

- Peso
- Volumen
- Tamaño
- etc.

Las **propiedades químicas** de ven cuando se transforma la materia, es decir cuando reaccionan químicamente.

Ejemplo de ello si reacciona o no con el oxígeno, con el agua, o con el hidrógeno, que pasa si se le agrega un ácido, etc.

La ESTEQUIOMETRÍA.

Es la parte de la química que estudia las relaciones **cuantitativas (en términos numéricos)**, entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos).

- mol-mol
- mol-gramos
- gramos-gramos
- mol-volumen
- volumen-gramos
- volumen-volumen

Las relaciones pueden ser:

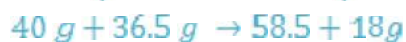
- entre reactivos y productos,
- sólo entre reactivos o sólo entre productos.

Viéndolo en formulas químicas podemos hablar de cantidades de masa, en **Kilogramos o**





gramos o Moles, como se muestra en la siguiente formula:



Una mol es la unidad de medida usada en química para designar una cantidad de Átomos, Iones, moléculas, entre otras

$$1mol = 6.023 \times 10^{23} = 602300000000000000000000 \text{ partículas}$$

Esta cantidad de partículas es medida en gramos ya que adquiere gran cantidad de masa y es medible con una

A este número se le conoce como el número de **Avogadro**

Ejercicio

Calcular el número de moles que hay en 50 gramos de **NaCl**.

Con la suma de los pesos atómicos podemos decir:

$$mol \text{ NaCl pesa } 23 \text{ Na} + 35,5 \text{ Cl} = 58,5g/mol$$

Entonces

$$\# \text{ de Moles} = 50g \text{ de NaCl} \left(\frac{1 \text{ mol}}{58,5g} \right) = 0,85 \text{ moles de sal NaCl}$$

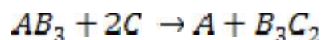
- Cada molécula de **NaCl** contiene un átomo de **Na**, y uno de **Cl**,
- si tenemos 1000 átomos de **NaCl** es porque tenemos 1000 átomos de Na y 1000 átomos de Cl juntos,

$$\begin{aligned} N^\circ \text{ de iones de Na}^+ &= 0,855 \times N^\circ \text{ Avogadro} \\ &= 5,15 \times 10^{23} \text{ iones.} \end{aligned}$$

Ahora bien, porque la ley de la conservación de la materia se cumpla, tenemos que estar muy

pendientes de que la ecuación este balanceada, es decir

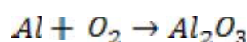
Que los átomos que están a un lado sean la misma cantidad que los átomos que están al otro, analicemos este caso hipotético



Ejercicio.

1. Para la siguiente ecuación balanceada:

Calcule:

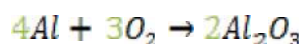


¿Cuántas mol de aluminio (Al) son necesarios para producir 5,27 mol de Al_2O_3 ?

PASO 1

Balancear la ecuación.

Revisando la ecuación nos aseguramos de que realmente está bien balanceada.

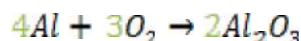


Al ver los productos, vemos que hace falta átomos de los dos reactivos, por tanteo cuadramos multiplicando por **números enteros**

Nota: los números pequeños (coeficiente) no puede cambiarse

PASO 2

Identificar la sustancia deseada y la de partida.



Sustancia deseada:

El texto del ejercicio indica que debemos calcular las **moles de aluminio**, por lo tanto,

esta es la sustancia deseada.

Sustancia de partida:

El texto del ejercicio indica que la sustancia de partida es **Al_2O_3** y las unidades nos la dan 5.27 mol.





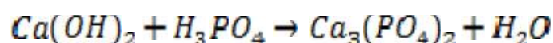
PASO 3

Aplicar el factor molar y hacer los cálculos correspondientes

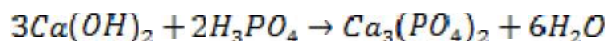
Las moles de la sustancia deseada y la de partida los obtenemos de la ecuación balanceada.

$$\text{Mol Al} = 5.27 \text{ Mol Al}_2\text{O}_3 \left(\frac{4 \text{ Mol Al}}{2 \text{ Mol Al}_2\text{O}_3} \right) = 5.27 * 2 \text{ Mol Al} = 10.54 \text{ mol de Al}$$

2. ¿Cuántas mol de agua se producen al obtener 500 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio)?



PASO 1



PASO 2

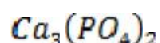
Sustancia deseada: H_2O (agua) mol

Sustancia de partida: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio) 500 g

Relación mol-gramos

PASO 3

Masa molar de la sustancia.



$$\text{Ca } 3 \times 40.08 = 120.24$$

$$\text{P } 2 \times 30.97 = 61.94$$

$$\text{O } 8 \times 16.00 = 128.00$$

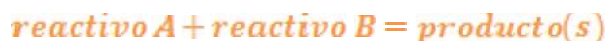
$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310.18 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{mol de H}_2\text{O} &= 500 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2 * \left(\frac{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310.18 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \right) * \left(\frac{6 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \right) \\ &= 9.67 \text{ mol de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Reactivo limitante

En una reacción química no necesariamente se consume la totalidad de los reactivos, generalmente alguno de ellos **se encuentra en exceso**.

El otro reactivo, que es el que se consume totalmente se conoce como reactivo limitante.

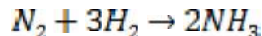


Basta que uno solo de los reactivos se agote para que la reacción termine.

En los procesos industriales generalmente se usa en exceso el reactivo más económico y fácil de conseguir, y **se selecciona como limitante el más caro o difícil de conseguir**.

Ejemplo

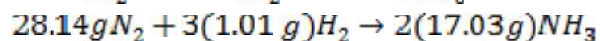
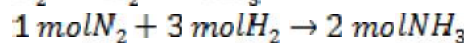
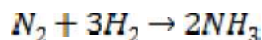
El proceso para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



- A partir de 100 g de N_2 y 100 g H_2 . ¿cuántos g de NH_3 (amoníaco) se obtienen?
- ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

PASO 1

Con base en la ecuación revisada y balanceada sacamos los factores de conversión que nos sirvan



PASO 2

Se inicia calculando los gramos de NH_3 (amoníaco), a partir de los 100 g de



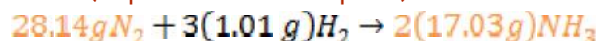


N₂.

$$g\text{ NH}_3 = 100\text{ g N}_2 * \left(\frac{2(17.03\text{ g})\text{NH}_3}{28.14\text{ g N}_2} \right) = 121.03\text{ g NH}_3$$

Los factores de conversión se pueden combinar de muchas formas y nos facilitan la eliminación de unidades

En este caso utilizamos solo la fila que dice la masa (el paréntesis multiplica)



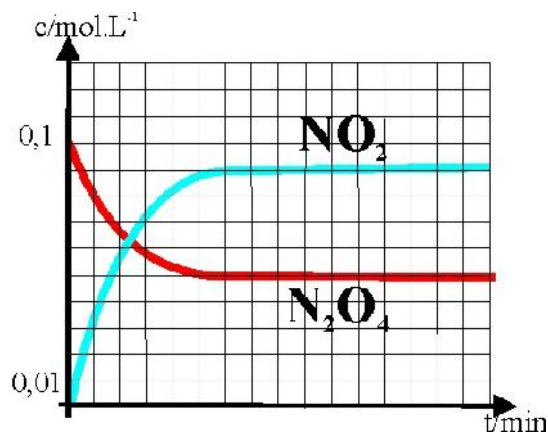
Equilibrio de ecuaciones químicas

Todos los procesos químicos, ya sea quemar una hoja de papel, evolucionan desde los reactivos hasta la formación de productos a una **determinada velocidad** hasta que la reacción se completa.

Llegado ese instante, lo que ocurre en el proceso es que la **velocidad de formación de los productos es igual a la velocidad de descomposición de éstos para formar nuevamente los reactivos**, Es decir, se llega a la

reaccionantes (**reactivos y productos**) permanecen constantes.

Equilibrio químico: el equilibrio químico se establece cuando existen dos reacciones opuestas que tienen lugar simultáneamente a la misma velocidad.



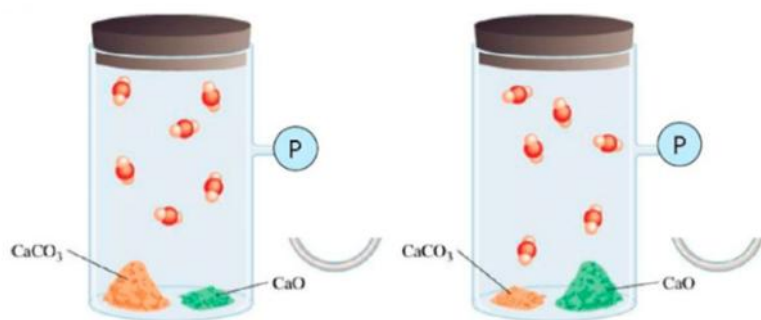
Esto, en términos de velocidad, se puede expresar según consta en la Figura de arriba.

Si tenemos una reacción:



La velocidad de formación de los productos será igual a velocidad de descomposición de los productos

Ejemplo: $\text{CaCO}_3 (s) \rightleftharpoons \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$



$$P_{\text{CO}_2} = K_p$$

P_{CO₂} no depende de la cantidad de CaCO₃ ni de CaO

formación de un **equilibrio dinámico** en el que las concentraciones de todas las sustancias





Cuando ambas velocidades se igualan, se considera que el sistema está en equilibrio.

SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea de sustancias.

Una solución consiste en un **solvente** y **uno o más solutos**, cuyas proporciones varían de una



solución a otra.

El solvente es el medio en que los solutos se disuelven, también normalmente es la especie presente de mayor abundancia

Soluto + solvente ⇒ solución

Sto + ste ⇒ sln

Las soluciones incluyen las combinaciones diferentes de **un sólido, un líquido, o un gas actuando como solvente o como soluto**. Normalmente el solvente es un líquido.

- el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y un poco de gases como el anhídrido carbónico y oxígeno
- la soda o gaseosas son una solución saturada de gas carbónico en el agua.
- Los fluidos del cuerpo son soluciones.
- El aire es una solución de gases con la composición definida.

- Las aleaciones son las soluciones sólidas de sólidos disueltas en otros sólidos principalmente en un metal.

Concentración

Existen medidas cuantitativas (numéricas) que nos indican cuánta cantidad de soluto hay en determinada cantidad de solvente, a esto se le llama **concentración**

Porcentaje en masa: nos indica cuántos gramos del soluto hay en 100 gramos de solución

$$\%Masa = \frac{\text{masa en g sto}}{\text{masa en g sln}} \times 100 [\%]$$

Porcentaje en volumen (%) v/v : nos indica cuántos litros de soluto hay en 100 litros de solución, es importante tenerla en cuenta ya que los volúmenes no son aditivos, si se utilizan mililitros en el soluto, también se deben usar en la solución

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen sto}}{\text{volumen sln}} * 100 [\%]$$

Molaridad, M: también denominada concentración molar, se suele representar con corchetes, ej. [NaCl].

Representa las moles de soluto

($1 \text{ mol} = 6.023 * 10^{23} \text{ átomos o moléculas}$)
en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de sto}}{\text{litros de sln}}$$

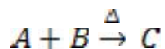
Molalidad, m: también denominada concentración molal. Nos dice las moles de solvente en los kilogramos de solvente

$$m = \frac{\text{moles sto}}{\text{kg ste}}$$





Fracción molar, x : la fracción molar de toda solución es $x = 1$, la fracción molar de cada 1 de los compuestos está dada $0 \leq x \leq 1$



$$x_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de moles totales}}$$

$$x_B = \frac{\text{moles de B}}{\text{suma de moles totales}}$$

$$x_C = \frac{\text{moles de C}}{\text{suma de moles totales}}$$

Partes por millón, ppm: Se usa para concentraciones extremadamente bajas de soluto (trazas)

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg sto}}{\text{Kg sln}}, \text{ ó } = \frac{\text{mg sto}}{\text{L sln}}$$

Veamos algunos ejercicios para entender cómo usar estas formulas

1. Se disuelven **20 g de NaOH** en **560 g** de agua. Calcula
 - a. la concentración de la disolución en % en masa
 - b. su molalidad.

Pesos gramos - mol

(Na) = 23. (O) = 16. (H) =

1. total **40 g/mol NaOH**

Solución:

a.

$$\% \text{Masa} = \frac{\text{g NaOH}}{\text{g sln}} * 100 [\%] = \frac{20 \text{ g NaOH}}{(20 + 560) \text{ g sln}} * 100 [\%] = \frac{20}{580} * 100\% = 3.45 \% \text{NaOH}$$

b. Primeramente calculamos el peso molar de soluto:

$$(\text{Na}) 23 + (\text{O}) 16 + (\text{H}) 1 = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ de NaOH}$$

Y con este dato ya obtenemos un factor de conversión que usamos para saber cuál es la molalidad

$$m = \frac{\text{moles sto}}{\text{kg ste}}$$

$$\text{moles sto} = 20 \text{ g NaOH} * \frac{\text{mol}}{40 \text{ g NaOH}} = 0.5 \text{ moles de NaOH}$$

Ahora remplazamos los datos en la formula

$$m = \frac{\text{moles sto}}{\text{kg ste}} = \frac{0.5 \text{ mol sto}}{560 \text{ g ste}} = \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 0.86 \text{ m}$$

2. ¿Qué cantidad de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Mm = 180 g/mol), se necesita para preparar 100 cm^3 de disolución 0,2 molar?

$$0,2M = \frac{\text{moles de sto}}{\text{litros de sln}},$$

$$\text{g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 100 \text{ cm}^3 * \frac{0.2 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3} * \frac{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol}} = 3.6 \text{ gramos}$$

Una muestra de cloruro de sodio, NaCl, que pesa 0.0678 g se coloca en un matraz volumétrico de 25.0 mL y se afora con agua destilada.

¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

$$0.0678 \text{ g NaCl} * \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = 0.00116 \text{ mol NaCl}$$

$$M = \frac{0.00116 \text{ mol}}{25 \text{ mL}} * \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0464 \text{ M}$$





-

α:

