

# Estequiometria

- ↪ Es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química
- ↪ Mide las proporciones cuantitativas o relación de masa de los elementos químicos que están implicados en una reacción química

**Cambio físico:** Es la modificación de la apariencia de una sustancia, sin que se cambie su composición química, son *cambios de estados*

- ↪ Evaporación de líquidos
- ↪ Condensación de gases
- ↪ Solidificación de líquidos



**Cambio químico:** Es cuando los reactivos por efecto de un factor energético se transforman en productos, son las rupturas de enlaces

- ♥ Cambios químicos (reacciones químicas) observados a simple vista:
  - Emanación de gas
  - Cambio de color
  - Se libera o absorbe calor
  - Formación de un precipitado (sólido insoluble que se va al fondo)

## Tipos de reacciones químicas

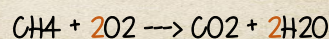
- ♥ Reacción de síntesis: Reaccionan dos elementos para formar un compuesto (1 producto)  
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$$
- ♥ Reacción de descomposición: Un compuesto se descompone para formar dos elementos (1 reactante)  
$$2\text{NH}_3 \longrightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$$
- ♥ Reacción de sustitución simple: Reacciona un elemento y un compuesto, y el elemento va a reemplazar al primer elemento del compuesto.  
$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$
- ♥ Reacción de sustitución doble: Reaccionan dos compuestos, se intercambian los elementos de los 2 compuestos, lo electropositivo reemplaza a lo electropositivo, así también con lo electronegativo.  
$$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$$
- ♥ Reacción de combustión: Ocurre una combustión cuando, se tiene  $\text{O}_2$  en los reactivos y este está combinado con un compuesto orgánico.
  - Siempre en una combustión se obtiene como producto  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$   
$$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
  
*Combustible    Comburente*
  - Si la combustión es incompleta se genera monóxido de carbono, es incompleta porque se limita el  $\text{O}_2$



## Leyes ponderales

### Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

- ↪ En toda reacción química la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.
- ↪ Esta ley afirma que en la naturaleza nada se crea ni se destruye solo se transforma
  - Se utiliza en el balance de las reacciones químicas



**Proporción:** 1 : 2      1 : 2

- La ecuación más simplificada es la más correcta

### Ley de las proporciones Definidas o constantes (Proust)

- ↪ Si dos elementos se combinan siempre en la misma proporción, se va a formar todo el rato el mismo compuesto

$$\begin{aligned} 12 + 32 \\ \text{CO}_2 &= 44 \text{ g/mol} \\ \text{C} &= 12 \text{ g/mol} \\ \text{O} &= 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\frac{32 \text{ g O} = 2,5 \text{ g O}}{12 \text{ g C} = 1 \text{ g C}}$$

$$\begin{aligned} 5 \text{ g O} + 2 \text{ g C} \\ 10 \text{ g O} + 4 \text{ g C} \\ 20 \text{ g O} + 8 \text{ g C} \\ 40 \text{ g O} + 16 \text{ g C} \end{aligned}$$

- ↪ Para saber la proporción se debe calcular la masa de cada elemento y luego dividirlos.
- ↪ En este caso estos elementos siempre se combinaron en la proporción 2,5, por lo tanto, siempre se formará el mismo compuesto

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{O} &= 18 \text{ g/mol} \\ \text{H} &= 2 \text{ g/mol} \\ \text{O} &= 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\frac{16 \text{ g O} = 8 \text{ g O}}{2 \text{ g H} = 1 \text{ g H}}$$

$$80 \text{ g O} + 10 \text{ g H} = 8$$

### Ley de las Proporciones Múltiples (Dalton)

- ↪ Si dos elementos se combinan en distintas proporciones, van a formar diferentes compuestos

$$\begin{aligned} \text{C} &= 12 \text{ g/mol} \\ \text{O} &= 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\text{CO} \quad \frac{16 \text{ g O} = 8 \text{ g O}}{2 \text{ g H} = 1 \text{ g H}} = 1,25$$

$$\text{CO}_2 \quad \frac{32 \text{ g O} = 8 \text{ g O}}{2 \text{ g H} = 1 \text{ g H}} = 2,5$$

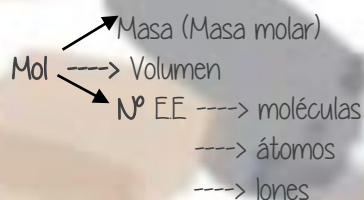
- ↪ Como la proporción es distinta los compuestos son distintos

## Concepto de Mol

Debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, es conveniente tener una unidad especial para describir gran cantidad de átomos

**Mol:**

- ♥ Es una unidad de medida que indica la cantidad de entidades elementales que hay en una cantidad determinada de masa



- ♥ 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  →  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$
- ♥ 1 mol de C →  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de C
- ♥ 1 mol de  $\text{Na}^+$  →  $6,02 \times 10^{23}$  iones de  $\text{Na}^+$



Numero de Avogadro:  $6,02 \times 10^{23} \rightarrow 1 \text{ mol}$

Masa molar: Es la masa de 1 mol de sustancia, ya sea de moléculas, átomos o iones

$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$   
 $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$

Volumen molar: Gases que están en CNPT ( $0^\circ\text{C}$ , 1 atm)

1 mol de gas  $\rightarrow 22,4 \text{ L}$

2 mol  $\text{CO}_2$  (g) = 44,8 L

3  $\text{C}_2\text{H}_4$  gas CNPT

$\rightarrow$  3 mol de moléculas de  $\text{C}_2\text{H}_4$

$\rightarrow 1,806 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{C}_2\text{H}_4$

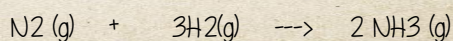
$\rightarrow 3 \text{ C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{M. molar} = 28 \text{ g/mol}$

- 84g de  $\text{C}_2\text{H}_4$
- 67,2 L  $\text{C}_2\text{H}_4$
- 6 moles de átomos de C  
( $6,02 \times 10^{23}$  átomos de C)
- 12 moles de átomos de H  
( $6,02 \times 10^{23}$  átomos de H)
- 18 moles de átomos  
( $6,02 \times 10^{23}$  átomos)

### Diferencias

- $\rightarrow$  Masa molar: masa de 1 mol de sust.
- $\rightarrow$  Masa molecular: masa de 1 molécula (uma)
- $\rightarrow$  Masa atómica: masa de 1 átomo (uma)

### Cálculos estequiométricos



Mol	1	3	2
Masa	28 g	6 g	34 g
Volumen	22,4 L	67,2 L	44,8 L
N° E.E	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas $\text{N}_2$	$1,806 \times 10^{23}$ moléculas $\text{H}_2$	$1,204 \times 10^{23}$ moléculas $\text{NH}_3$

¿Cuántos g de  $\text{NH}_3$  se formarán a partir de 6 moles de  $\text{H}_2$ ?



3 moles  $\text{H}_2 \rightarrow 34 \text{ g NH}_3$      $X = 68 \text{ g}$   
6 moles  $\text{H}_2 \rightarrow X \text{ g NH}_3$

¿Qué volumen de  $\text{N}_2$  deben reaccionar con 18 g de  $\text{H}_2$ ?

22,4 L  $\text{N}_2 \rightarrow 6 \text{ g H}_2$      $X = 67,2 \text{ L}$   
 $X \text{ L N}_2 \rightarrow 18 \text{ g H}_2$

- La primera ecuación a formar en mi regla de tres, saco la información de la ecuación del ejercicio.
- Siempre la pregunta va en la segunda ecuación de abajo y al lado izquierdo, en este caso "cuántos litros de  $\text{N}_2$  ..... Con 18 g  $\text{H}_2$

### Reactivo limitante

- $\rightarrow$  Es el que define la cantidad de producto a formar y es el que se agota primero y completamente, por lo tanto, este limita a la reacción
- $\rightarrow$  Siempre es el que está en menor proporción

Ejemplo:

- $\rightarrow$  Si en un salón de baile hay 12 hombres y 9 mujeres, únicamente se podrán completar 9 parejas mujer/hombre y 3 hombres se quedarán sin pareja. Así, el número de mujeres limita el número de parejas que se podrá formar y hay un exceso de hombres

### Reactivo en exceso

- $\rightarrow$  Reactivos que se encuentran presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante
- $\rightarrow$  Sobra y parte de él no reacciona

Ejercicio:  $2 \text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

- ♥ El reactivo en exceso sería el N ya que tenía 4 y solo se ocuparon 2 u el H sería el reactivo limitante ya que tenía 6 y se ocuparon los 6.

**Dato:** Para reconocer los ejercicios de reactivo limitante, dan datos de los dos reactantes y piden cuanto producto se forma y ahí uno se pregunta ¿a partir de que reactante, me esta preguntado el producto que se va a formar?, y ahí es donde hay que calcular quien es el reactivo limitante ya que de él depende cuanto producto se forme.

Ejercicio:

- ♥ En una reacción, 135 g de aluminio (Al) reaccionan con 640 g de óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ )



Calcule los gramos de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  formado e identifique el reactivo limitante.

- ¿Quién es el reactivo limitante?
- Para esto siempre se van a identificar (reactantes)

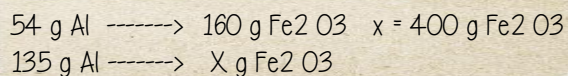
Datos experimentales :      Al       $\text{Fe}_2\text{O}_3$   
135 g      640 g  
Los saco del (enunciado)  $\frac{\quad}{\quad} = \boxed{2,5}$        $\frac{\quad}{\quad} = 4$   
Datos teóricos:      54 g      160 g  
Los saco de la ec. Química con la masa molar.

- ♥ El menor número que me dé al dividir lo experimental con lo teórico ese es el reactivo limitante,
- ♥ En este caso el Al es el reactivo limitante y el óxido férrico es el reactivo en exceso
- ♥ Sabiendo quien es el limitante (Al) e identificando quien es con quien puedo saber cuánto se formó de producto

54 g Al  $\rightarrow 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3$      $x = 255 \text{ g Al}_2\text{O}_3$   
135 g Al  $\rightarrow X \text{ g Al}_2\text{O}_3$



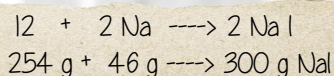
- ♥ Para determinar el reactivo en exceso, la relación es entre el reactivo limitante con el que quedo en exceso



- ⇒ El reactivo limitante que era el Al, del cual reaccionaron completamente los 135 g, y como reaccionan completamente solo le queda espacio de 400 g al óxido férrico, y como decía que tenían que reaccionar 640 g de óxido férrico, 200 g quedaron en exceso, quedaron sin reaccionar ya que se agotaron completamente los 135 g de aluminio

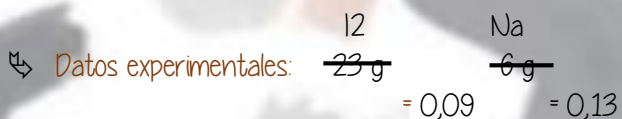
### Ejercicio

- ⇒ Se combinan 23 g I<sub>2</sub> con 6 g de Na para formar NaI



### ❖ ¿Cuál es el reactivo limitante?

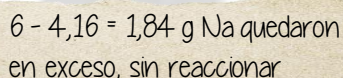
- ⇒ Relación entre los reactantes



- ⇒ Datos teóricos: 254 g 46 g
- El I<sub>2</sub> es el reactivo limitante ya que esta en menor cantidad

### ❖ ¿Cuánto queda en exceso del otro reactivo?

- ♥ Relación entre el limitante y el exceso
- ♥ 254 g I<sub>2</sub> ----> 46 g Na
- 23 g I<sub>2</sub> ----> x g Na  $x = 4,16 \text{ g Na}$
- ♥ De los 6 g de Na que deberían haber reaccionado, solo reaccionaron 4,16 porque el I<sub>2</sub> se agotó antes



### ❖ ¿Cuál es la masa del Producto formado?

- ♥ Relación entre el limitante y la masa del producto.
- ♥ 254 g I<sub>2</sub> ----> 300 g NaI
- 23 g I<sub>2</sub> ----> x g NaI  $X = 27,16 \text{ g NaI}$

### Rendimiento de una reacción

**Rendimiento teórico:** cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción

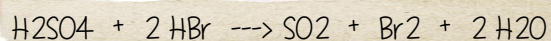
**Rendimiento de la reacción:** cantidad de producto realmente formado

$$\text{Rendimiento reacción} \leq \text{Rendimiento teórico}$$

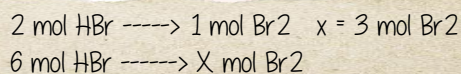
- ⇒ Siempre se cumplirá esta desigualdad

### Ejercicio:

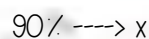
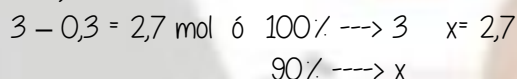
- ⇒ El ácido bromhídrico (HBr) y el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) reaccionan según la siguiente ecuación



Considerando que la reacción tiene un rendimiento del 90%, ¿Cuántos mol de Br<sub>2</sub> se obtendrán a partir de 6 moles de HBr?



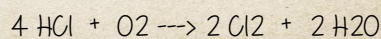
- ⇒ Como el rendimiento va a ser el 90% y no el 100%, que es lo que debiera formarse que es 3, entonces se le descuenta el 10%, y el 10% de 3 es 0,3



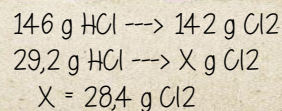
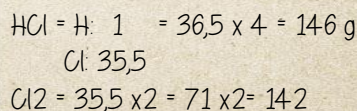
- ⇒ Solo se formarán 2,7 mol, ya que el rendimiento es del 90%

### Ejercicio:

- ⇒ Para la siguiente ecuación balanceada

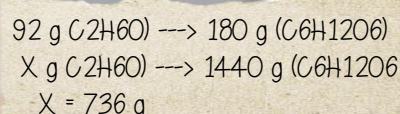
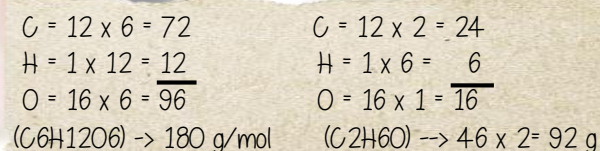
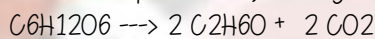


- ⇒ Partiendo de 29,2 g HCl y con suficiente O<sub>2</sub>, ¿Cuál es la masa de Cl<sub>2</sub> que se obtendrá si el rendimiento de la reacción es del 36%?



- ⇒ Rendimiento del 36 %
- 100% ----> 28,4 g Cl<sub>2</sub>
- 36% ----> x g Cl<sub>2</sub>  $X = 10,2 \text{ g}$

- ⇒ La glucosa de la uva (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) fermenta por la acción de una levadura y se transforma en alcohol etanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) y (CO<sub>2</sub>), transformando el mosto en vino. Si la reacción que se produce tiene un rendimiento del 75%, ¿Cuál es la masa del alcohol que se obtiene a partir de 1,440 kg de glucosa?



- ⇒ Rendimiento del 75%
- 100% ----> 736 g
- 75% ----> x g  $X = 552 \text{ g}$



## Composición porcentual C.P

- ♥ Es el porcentaje que aporta cada elemento a la masa total del compuesto
- ♥ n es el número de mol del elemento en un mol de compuesto
- ♥ Primero se calcula la masa molar del compuesto y después se relaciona con la masa que aporta cada elemento.

### Ejercicio: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O C.P del Carb.

$$\begin{aligned}C &= 12 \times 2 = 24 \\H &= 1 \times 6 = 6 \\O &= 16 \times 1 = 16\end{aligned} = 46 \text{ g}$$

$$\begin{aligned}C &= 46 \text{ g} \rightarrow 100\% \\24 \text{ g} &\rightarrow x\% \\X &= 52,1\%\end{aligned}$$

### Ejercicio: C.P del (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) Ácido fosfórico

$$\begin{aligned}H &= 1 \times 3 = 3 \\P &= 31 \times 1 = 31 \\O &= 16 \times 4 = 64\end{aligned} = 98 \text{ g}$$

$$\begin{aligned}H &= 98 \text{ g} \rightarrow 100\% \\3 \text{ g} &\rightarrow x\% \\X &= 31\%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}P &= 98 \text{ g} \rightarrow 100\% \\31 \text{ g} &\rightarrow x\% \\X &= 31,6\%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}O &= 98 \text{ g} \rightarrow 100\% \\64 \text{ g} &\rightarrow x\% \\X &= 65,3\%\end{aligned}$$

## Formula empírica y molecular

**Formula Empírica:** Indica la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico, a veces puede ser igual a la formula molecular

**Formula molecular:** Indica el número de átomos reales presentes en la molécula

**Formula semidesarrollada:** Muestra todos los átomos que forman una molécula covalente y los enlaces entre los átomos de carbono (en compuestos orgánicos) o de otros tipos de átomos

↳ **Peróxido de hidrógeno**

↳ **H O** → Formula empírica

↳ **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** → Formula molecular

↳ **H-O-O-H** → Formula semidesarrollada

### Ejercicio:

- ↳ Un hidrocarburo de masa molar 42g/mol, contiene un 85,7 % de carbono, ¿Cuál es su fórmula empírica y molecular?

$$\begin{aligned}\text{Hidrocarburo} &= C \text{ y } H & \text{masa molar} \\85,7\% &\rightarrow C & 85,7 \text{ g } C & C = 12 \\14,3\% &\rightarrow H & 14,3 \text{ g } H & H = 1\end{aligned}$$

$$\frac{85,7 \text{ g } C}{12} = \frac{7,14}{7,14} = 1$$

$$\frac{14,3 \text{ g } H}{1} = \frac{14,3}{7,14} = 2$$

$$\begin{aligned}CH_2 &\rightarrow \text{Formula Empírica} \\CH_2 \times 2 &= C_2H_4\end{aligned}$$

- ↳ Primero se divide la composición de cada elemento por sus respectivas masas molares, una vez obtenido el resultado, se divide ambas por la menor cantidad obtenida
- ↳ Cuando en la formula empírica da un n° decimal, hay que multiplicar por cualquier número con la finalidad que de entero.

$$\begin{aligned}CH_2 &\rightarrow 14 \text{ g/mol} \\42 \text{ g/mol} &= 3 \\14 \text{ g/mol} &\end{aligned}$$

**Formula**

$$CH_2 \times 3 = C_3H_6$$

**Molecular**

- ↳ Para obtener la formula molecular, se calcula la masa molar de la formula empírica y luego se divide la masa molar del compuesto dado en el enunciado por la empírica, obteniendo así un número, el cual se multiplica por la form Empírica obteniendo así la formula molecular

### Ejercicio

- ↳ Una muestra de 29 g de un hidrocarburo, de masa molar 58 g/mol, contiene 24 g de carbono (C) y 5 g de hidrógeno (H). cuál es su formula molecular?

$$\frac{24 \text{ g } C}{12} = \frac{2}{2} = 1$$

$$\frac{5 \text{ g } H}{1} = \frac{5}{1} = 5$$

$$CH_{2,5} \times 2 \rightarrow$$

**Formula Empírica**

$$C_2H_5$$

$$C_2H_5 \rightarrow 29 \text{ g/mol}$$

$$\frac{58 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 2$$

**Formula**

$$C_2H_5 \times 2 = C_4H_{10}$$

**Molecular**

## Disoluciones químicas

### Mezclas

- ↳ Es la unión de dos compuestos distintos sin la formación de enlaces químicos
- ↳ No ocurren reacciones químicas entre los componentes
- ↳ Cada uno de los componentes mantiene su identidad y propiedades químicas
- ↳ Los componentes pueden separarse por medios físicos

### Mezclas homogéneas

- ↳ Son mezclas donde no se pueden distinguir sus componentes a simple vista
- ↳ Tienen una sola fase
- ↳ A este tipo de mezclas se le denominan soluciones

#### • Soluciones

- ↳ Mezclas homogéneas que distinguen una sola fase, no se distinguen los componentes a simple vista y dispersan el paso de la luz
- ↳ Solvente: Componente que se encuentra en mayor cantidad molar y permite el ingreso del otro
- ↳ Solutos: Componente que se encuentra en menor cantidad molar.
- ↳ Ejemplos: aire, agua potable, petróleo o te

### Mezclas heterogéneas

- ↳ Se pueden distinguir dos o más fases a simple vista, se distinguen sus componentes

### Coloides

- ↳ Son un tipo especial de mezcla ya que se encuentran entre las homogéneas y las heterogéneas



- Se visualizan sus componentes al microscopio
- El compuesto que permite el ingreso del otro se llama **fase dispersante** (disolvente) y al que ingresa se le llama **fase dispersa** (solute)
- Este tipo de mezclas presentan efecto Tyndall, que son las partículas suspendidas en el aire a través de un haz de luz
- El tamaño de las moléculas que componen este tipo de mezclas es mayor en comparación con las mezclas homogéneas
- Ejemplos: mayonesa, espuma de afeitar, la leche, el humo y la niebla

Comúnmente se trabaja con soluciones acuosas, las que fundamentalmente se componen de moléculas polares o iones disueltos en agua

## El disolvente

- ♥ El disolvente más común o típico es el agua. El mecanismo de acción de un disolvente es el siguiente:
- ♥ Las moléculas de agua son altamente polares lo cual hace que estas sean atraídas hacia otras moléculas polares y hacia los iones

## Ejemplo:

- ♥ La sal común (NaCl), es un compuesto iónico, formado por iones de sodio y cloro; cuando un cristal de sal se deposita en agua, los iones en la superficie cristalina atraen las moléculas de agua, las moléculas de agua rodean, gradualmente, los iones de la superficie y los aíslan...
- ♥ **Disociación:** separación de los iones entre sí (NaCl), y dependiendo del porcentaje en que se produzca esta disociación, se hablan de 3 tipos de soluto:
- ♥ **Electrolitos fuertes:** Se disocian casi en un 100%, una solución que los contenga conduce súper bien la corriente eléctrica, de este tipo encontramos a los compuestos iónicos (NaCl)
- ♥ **Electrolitos débiles:** Este tipo de solutos se disocia en pequeñas cantidades, formando un equilibrio dinámico entre el compuesto que se encuentra sin disociar y las especies disociadas, de forma que unas se convierten en otras a cada momento.
- ♥ **No Electrolitos:** Son especies que no pueden disociarse en solución o si lo hacen es en cantidades ínfimas, al no existir iones, no conducen la corriente eléctrica
- ♥ **Solvatación:** Es la acción de rodear las partículas de un soluto por un disolvente.

Cuando los iones se disocian, cada especie iónica en la solución actúa como si estuviera sola, por lo tanto, una solución de NaCl se comporta como una solución de iones de sodio y de iones de cloro

- ♥ **Solvolisis:** Es la reacción química entre un soluto y un disolvente

- ♥ **Hidrolisis:** es una reacción química en la que moléculas de agua (H<sub>2</sub>O) se dividen en sus átomos componentes (hidrógeno y oxígeno)
- ♥ Los términos **Solvolisis** e **hidrolisis**, implican reacciones químicas; y la **solvatación** y la **hidratación** no implican cambios químicos

## Solubilidad

- ♥ Corresponde a la **capacidad máxima** que tiene un compuesto de disolverse en una cierta cantidad de solvente, a una temperatura y presión determinadas y se mide comúnmente como la **máxima cantidad** de gramos de soluto que pueden disolverse en 100 ml de solvente.

(g de soluto / 100 ml de solvente)

- ♥ La solubilidad del NaCl es de más o menos unos 37 g NaCl/100 ml de agua
  - Se entiende que en 100 ml de agua se puede disolver como máximo 37 g NaCl, quiere decir que podemos disolver 30 g o 25 g de NaCl en 100 ml de agua sin problemas, pero nunca disolveremos 38 g
- ♥ La solubilidad se ve afectada en las soluciones por distintas variables, como la variable de la temperatura en los solventes líquidos o la presión para solutos gaseosos

## Temperatura

- ♥ Esta variable cambia la solubilidad en la gran mayoría de los solutos líquidos y sólidos
- ♥ Un aumento de la temperatura favorece las interacciones soluto - solvente y permite que más moléculas puedan solubilizarse (aumenta la solubilidad)
- ♥ En los gases (solución líquido-gas) la temperatura ejerce un efecto inverso, ya que cuando se aumenta la energía cinética de las moléculas de gas, estos tienden a escapar del solvente, provocando así una disminución de la solubilidad

## Presión

- ♥ Este factor solo afecta solo a los solutos gaseosos (líquido - gas)
- ♥ Un aumento de la presión implica mayor solubilidad y una disminución de la presión disminuye la solubilidad
- ♥ Un claro ejemplo de esto es la bebida gaseosa que dejamos destapada, la cual pierde el gas contenido producto de la menor presión aplicada
- ♥ A una temperatura definida, un incremento de presión trae como consecuencia un incremento en la solubilidad del gas en el líquido
- ♥ Cuando se aumenta la presión parcial se disuelve una mayor cantidad de moléculas en el solvente, debido a que están chocando con la superficie.



## Tipos de soluciones

### Según el estado físico:

- ❖ El solvente define el estado físico de la solución
  - Solvente líquido = solución líquida

#### Gaseosas:

- ↳ Gas en gas: Aire
- ↳ Líquido en gas: Aire húmedo (neblina en camanchaca)
- ↳ Sólido en gas: yodo sublimado en aire

#### Líquidas:

- ↳ Gas en líquido: Anhídrido carbónico en agua (soda)
- ↳ Líquido en líquido: Alcohol etílico en agua (aguardiente)
- ↳ Sólido en líquido: Azúcar en agua

#### Sólidas:

- ↳ Gas en sólido: Hidrógeno en paladio (encendedor de estufas)
- ↳ Líquido en sólido: mercurio en oro

Sólido en sólido: las aleaciones como el bronce

## Aleaciones

- ↳ Mezclas homogéneas de 2 o más elementos donde al menos uno debe ser metal, para construir un nuevo material que tenga las propiedades de sus componentes
- ♥ **Bronce:** cobre + estaño
- ♥ **Acero:** Hierro + carbono
- ♥ **Amalgama:** Metal + plata
- ♥ **Latón:** Cobre + Zinc

### Según la relación con la solubilidad

#### Soluciones insaturadas:

- ↳ La cantidad de soluto es menor que lo permitido por la solubilidad, por lo tanto, al agregarle más soluto, la solución permite que este se disuelva

#### Soluciones saturadas

- ↳ Tienen la cantidad exacta de soluto como lo permite la solubilidad, cualquier adición de soluto implicaría que este no se disuelva e incluso podría provocar que partes del soluto dejen de estar disueltas

#### Soluciones sobresaturadas

- ♥ El soluto sobrepasa el máximo permitido por la solubilidad; cualquier alteración mecánica o química podría provocar la formación de agregados de soluto sin disolver (**precipitación**)

- ♥ Para que una solución esté sobresaturada hay que modificar alguna variable ( $T^\circ$ , presión)
- ♥ Entonces si después de preparar una solución saturada a una determinada temperatura la dejamos enfriar sin agitarla ni moverla bruscamente, el resultado puede ser una solución sobresaturada
- ♥ Si una solución sobresaturada se agita, el exceso de soluto decanta o se libera obteniéndose una solución saturada

## Métodos de separación de mezclas

### Tamizado:

- ♥ Se utiliza para la separación de 2 o más sólidos de tamaños diferentes mediante el uso de un colador.

### Filtración:

- ♥ Se utiliza para separar un sólido de un líquido, requiere el uso de una membrana permeable al líquido y no al sólido, como el papel filtro.

### Extracción líquido-líquido

- ♥ Se utiliza para separar dos líquidos inmiscibles (no se mezclan), requiere el uso de un instrumento de laboratorio llamado embudo de decantación.

### Destilación

- ♥ Se utiliza para separar líquidos con puntos de fusión distintos, puedo obtener los dos componentes de la mezcla, uno que va a tener el punto de fusión más bajo y el otro lo va a tener más alto
- ♥ Esta técnica eleva la  $T^\circ$  de la mezcla hasta que uno de los dos componentes se evapora en su punto de ebullición. El vapor pasa a un tubo refrigerado, donde disminuye gradualmente su temperatura hasta que se condensa. Finalmente, el líquido recién evaporado y separado del otro es depositado en un recipiente para su almacenaje.

### Evaporación

- ♥ Se utiliza en mezclas de líquido — sólido, este se centra en obtener un componente de la mezcla y es el que tiene el punto de ebullición más alto.

### Decantación

- ♥ Se utiliza para la separación de sólidos en líquidos, donde permite que los sólidos caigan por su propio peso.
- ↳ la destilación y la evaporación tienen un criterio de separación en común que son los puntos de ebullición, mezclas homogéneas
- ↳ la decantación, el tamizado y la filtración se guían por el criterio de tamaños de las moléculas, son mezclas heterogéneas

## Dato a tener en cuenta

La concentración siempre va asociada a la cantidad de soluto, obviamente si tengo más soluto es porque la solución está más concentrada. Y si tengo menos soluto es porque está más diluida. Las diferencias de las unidades de concentración químicas y físicas, es el mol.



## Unidades físicas de concentración

- ♥ Solo considera las variables como masa y volumen, y expresan la concentración mediante el porcentaje de soluto en la solución
- ♥ No considera el concepto de mol
- ♥ Se utilizan 3 tipos de unidades porcentuales
- ♥ Entre más alto el porcentaje, está indicando que hay más soluto.

### Porcentaje masa / masa (%p/p o m/m)

$$\% m/m = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Masa (g) de disolución}} \times 100$$

- ♥ X g de soluto en 100 g de disolución (solu + sol)

**Ejercicio:** ¿Cuál es el % m/m de una disolución formada por 30 g de soluto y 170 g de disolvente?

$$\Rightarrow \% m/m = \frac{30 \text{ g}}{170 \text{ g}} \times 100 \quad \% m/m = 15$$

⇒ hay 15 g de soluto en 100 g de disolución

**Ejercicio:** ¿Cuántos gramos de disolvente existen en 100 ml de una disolución acuosa, de densidad 1g/mL, al 25% de sulfato cúprico (CuSO<sub>4</sub>)

**Datos:**

$$\% m/m = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Masa (g) de disolución}} \times 100$$

$$d = \frac{m}{V}$$

- ♥ Masa solvente = x
- ♥ Volumen solución = 100 ml
- ♥ Densidad de solución = 1 g/mL
- ♥ % m/m = 25

$$\Rightarrow D = \frac{m}{V} \rightarrow 1 \text{ g/mL} = \frac{X}{100 \text{ mL}} = 100 \text{ g}$$

$$\Rightarrow 25 = \frac{X}{100} \times 100 \quad X = 25 \text{ g de soluto}$$

$$\Rightarrow 100 \text{ g} - 25 \text{ g} = 75 \text{ g disolvente}$$

### Porcentaje masa/volumen (%m/v)

$$\% m/v = \frac{\text{Masa (g) de soluto}}{\text{Volumen (mL) de disolución}} \times 100$$

- ♥ X g de soluto en 100 mL de disolución

**Ejercicio:** ¿Cuántos gramos de soluto se necesita para preparar 300 mL de disolución de yoduro potásico (KI) al 15% m/v?

$$\Rightarrow 15 \% m/v = \frac{X}{300 \text{ mL}} \times 100$$

$$\Rightarrow 15 \% m/v = \frac{X}{3 \text{ mL}} \rightarrow X = 4.5 \text{ g}$$

- ♥ 15 g de soluto → 100 mL de disolución  
X g de soluto → 300 mL de disolución  
X = 4.5 g soluto

## Porcentaje volumen/ volumen(% v/v)

$$\% m/v = \frac{\text{Volumen (mL) de soluto}}{\text{Volumen (mL) de disolución}} \times 100$$

- ♥ X mL de soluto en 100 mL de disolución

**Ejercicio:** Un jarabe para la tos contiene 4,2% v/v de su ingrediente activo, ¿Cuántos mL de ingrediente activo se consumen en una dosis de 20 ml de jarabe?

$$\Rightarrow 4,2 \% v/v = \frac{X}{20 \text{ mL}} \times 100$$

$$\Rightarrow 4,2 \% v/v = X \times 5 \rightarrow \frac{4,2}{5} = 0,84 \text{ mL}$$

⇒ 4,2 mL ingrediente activo → 100ml jarabe  
X ml ingrediente activo → 20 ml jarabe  
X = 0,84 mL

**Ejercicio:** El % v/v de una disolución acuosa (densidad: 1,0 g/mL) al 3,2% de etanol (densidad: 0,8 g/mL) es.

$$\Rightarrow \frac{3,2 \text{ g de soluto}}{100 \text{ g de solución}}$$

**Datos:**

$$\% v/v = \frac{\text{Volumen (mL) de soluto}}{\text{Volumen (mL) de disolución}} \times 100$$

$$d = \frac{m}{V}$$

- ♥ % v/v = X
- ♥ Volumen solución: 100 ml
- ♥ Densidad: 1 g/mL
- ♥ % m/m 3,2
- ♥ Densidad soluto: 0,8 g/mL

$$\Rightarrow \text{Volumen soluto: } V = \frac{m}{d} \rightarrow \frac{3,2}{0,8} = 4 \text{ mL}$$

$$\Rightarrow \% v/v = \frac{4 \text{ mL}}{100 \text{ mL}} \times 100 \quad X = 4 \% v/v$$

## Unidades químicas de concentración

- ♥ Son unidades que utilizan el mol para cuantificar la cantidad de soluto.
- ♥ Entre mas moles de soluto tenga la solución más concentrada estará
- ♥ Tener en cuenta estas fórmulas

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cc o cm}^3$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$$

## Molaridad (M)

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Mol de soluto}}{1 \text{ litro de disolución}} = \frac{\text{Mol}}{\text{Lt}}$$

- ♥ X mol disueltos en 1000 ml de disolución
- ♥ Como preparar una disolución:
  - 1) Masar NaCl → 1 mol = 58,4 g
  - 2) Poner los 58,4 g en un matraz de aforo
  - 3) Agregar agua destilada hasta la marca de 1 litro



- ♥ Mol de soluto antes de la disolución = mol de soluto después de la disolución