



REPASO PARA EL PARCIAL

CLASE N° 6

MOL

- Se realiza el ejercicio 13, de la guía 5.

$$\textcircled{13} \quad \text{at C} = ?$$

$$n \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 0,35 \text{ mol}$$

$$\bullet \text{ molec C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 0,35 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molec}}{1 \text{ mol}}$$

$$\underline{\text{molec. C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 2,11 \times 10^{23} \text{ molec.}}$$

$$\bullet \text{at} = 2,11 \times 10^{23} \text{ molec.} \cdot \frac{6 \text{ at C}}{1 \text{ molec C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

$$\text{at C} = 1,26 \times 10^{24} \text{ at de Carbono}$$

MASA MOLAR

• Se realiza el ejercicio 14, de la guía 5.

14) m_O en g = ?

$$m_{C_2H_4O_2} = 2,44 \times 10^{24} \text{ moléculas.}$$

$$\bullet n_{at O} = 2,44 \times 10^{24} \text{ molec. } C_2H_4O_2 \cdot \frac{2 \text{ at O}}{1 \text{ molec. } C_2H_4O_2}$$

$$\underline{n_{at O} = 4,88 \times 10^{24} \text{ at O.}}$$

$$\bullet \text{moles at O} = 4,88 \times 10^{24} \text{ at O} \cdot \frac{1 \text{ mol at O}}{6,022 \times 10^{23} \text{ at O}}$$

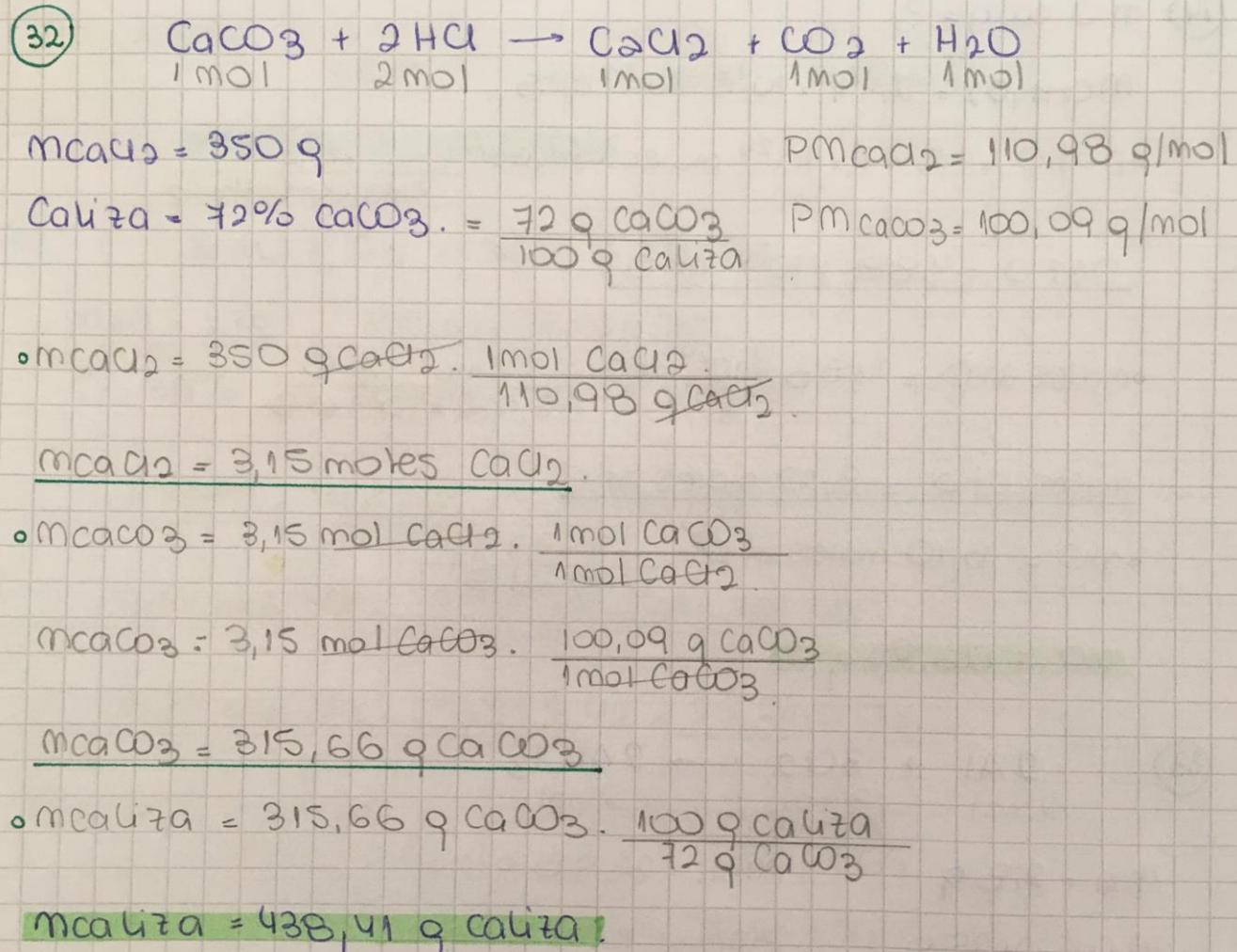
$$\underline{\text{moles at O} = 8,10 \text{ moles at O.}}$$

$$\bullet m_O = 8,10 \text{ moles at O} \cdot \frac{15,9994 \text{ g}}{1 \text{ mol at O}}$$

$$m_O = 126,59 \text{ g}$$

ESTEQUIOMETRÍA

- Se realiza el ejercicio 32, de la guía 5.



ESTEQUIOMETRÍA

- Se realiza el ejercicio 33, de la guía 5.

33) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

$m_{\text{Al}} = 2,8\text{g}$ $\text{PM Al} = 26,98\text{g/mol}$
 $m_{\text{Cl}_2} = 4,25\text{g}$ $\text{PM Cl}_2 = 70,91\text{g/mol}$

- $m_{\text{Al}} = 2,8\text{g Al} \cdot \frac{1\text{mol Al}}{26,98\text{g Al}} = \underline{0,1\text{mol Al}}$
- $m_{\text{Cl}_2} = 4,25\text{g Cl}_2 \cdot \frac{1\text{mol Cl}_2}{70,91\text{g Cl}_2} = \underline{0,06\text{mol Cl}_2} \rightarrow \text{Limitante}$

Para reaccionar todo el Cl_2 se necesitarían:

- $m_{\text{Al}} = 0,06\text{mol Cl}_2 \cdot \frac{2\text{mol Al}}{3\text{mol Cl}_2}$

$m_{\text{Al}} = 0,04\text{mol Al}$ \rightarrow como es menor a la que se tiene, quiere decir que el Aluminio reacciona todo.

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

- **Producción teórica:** lo que vimos hasta recién. Pero no es lo que sucede en verdad, sino que es un estimativo de la realidad
- **Producción real:** en la realidad, la cantidad que se obtiene de productos no es tal cual la calculada.
 - Reacciones son reversibles.
 - No se pueden separar bien los productos finales.
 - Los productos pueden reaccionar entre si, y dar productos nuevos.

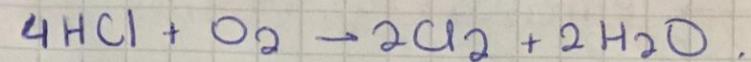
$$\% \text{ de rendimiento} = \eta = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100 \%$$

El rendimiento de una reacción toma valores del 0 – 100%.

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

- Se realiza el ejercicio 38, de la guía 5.

38



$$m_{\text{HCl}} = 27\text{g}, \quad P_{\text{M HCl}} = 36,46\text{g/mol}$$

$$\eta = 36\% \quad P_{\text{M Cl}_2} = 70,91\text{g/mol}$$

$$\bullet 27\text{g HCl} \cdot \frac{1\text{mol HCl}}{36,46\text{g}} = 0,74\text{mol HCl}$$

$$\bullet 0,74\text{mol HCl} \cdot \frac{2\text{mol Cl}_2}{4\text{mol HCl}} = 0,37\text{mol Cl}_2$$

$$\bullet 0,37\text{mol Cl}_2 \cdot \frac{70,91\text{g Cl}_2}{1\text{mol Cl}_2} = \underline{26,26\text{g Cl}_2}$$

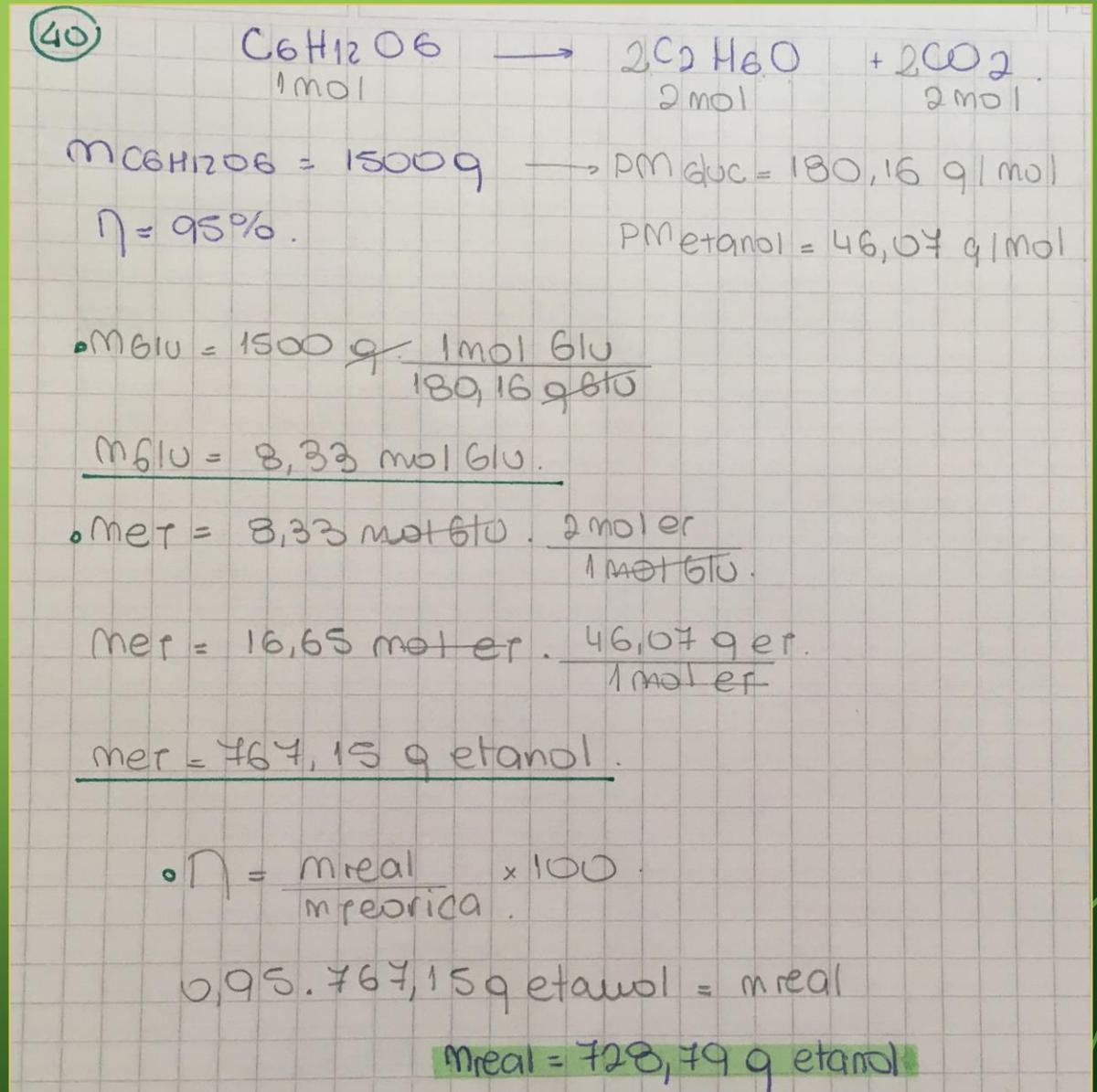
$$\bullet \eta = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teorica}} \rightarrow 0,36 = \frac{m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}}{26,26\text{g Cl}_2}$$

$$0,36 \cdot 26,26\text{g Cl}_2 = m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}$$

$$\underline{9,45\text{g}} = m_{\text{Cl}_2 \text{ real}}$$

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

- Se realiza el ejercicio 40, de la guía 5.





SOLUCIONES

SOLUCIONES

- También se llaman disoluciones.
- **SOLUTO:** sustancia presente en menor cantidad.
- **DISOLVENTE O SOLVENTE:** sustancia presente en mayor cantidad.
- **CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN:** relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente.

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES

SEGÚN SU CONCENTRACIÓN: Cantidad de soluto disuelto en el solvente

Solución diluida o insaturada → Mucho menos soluto y mucho más solvente.

Solución saturada → Cantidad de soluto justa que el solvente puede diluir.

Solución sobresaturada →
→ El soluto agregado de más no se disuelve.
→ Se forma un precipitado con el exceso de soluto.
→ Hay un exceso de soluto, pero siempre hay más solvente.

Solución concentrada → La cantidad de soluto es mayor que la del solvente.

SOLUCIONES

- PROPIEDADES:

- La cantidad de soluto y de solvente varía entre ciertos límites.
- Las propiedades físicas dependen de la concentración.
- Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
- Sus componentes se separan por cambios de fases.
- Tienen ausencia de sedimentación.
- Los solutos pueden ser iones o moléculas.
- Ocurre una reorganización de las fuerzas intermoleculares del soluto y el solvente. Dependiendo del balance de estas fuerzas, la formación de la solución puede absorber o ceder energía (endotérmico o exotérmico).

SOLUCIONES

Pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.

Componente 1	Componente 2	Estado disolución	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Soda
Gas	Sólido	Sólido	H ₂ gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Agua y alcohol
Sólido	Líquido	Líquido	Agua con sal
Sólido	Sólido	Sólido	Soldadura

Se van a estudiar las disoluciones de sólidos y líquidos en líquidos.

PROCESO DE DISOLUCIÓN

COMPUESTOS IÓNICOS → No están formados por moléculas

Se da de una manera rápida y fácil

Se separan los iones que forman el compuesto dentro del agua

COMPUESTOS MOLECULARES → Están formados por moléculas

Primero se tienen que romper las fuerzas moleculares

Muy importante:

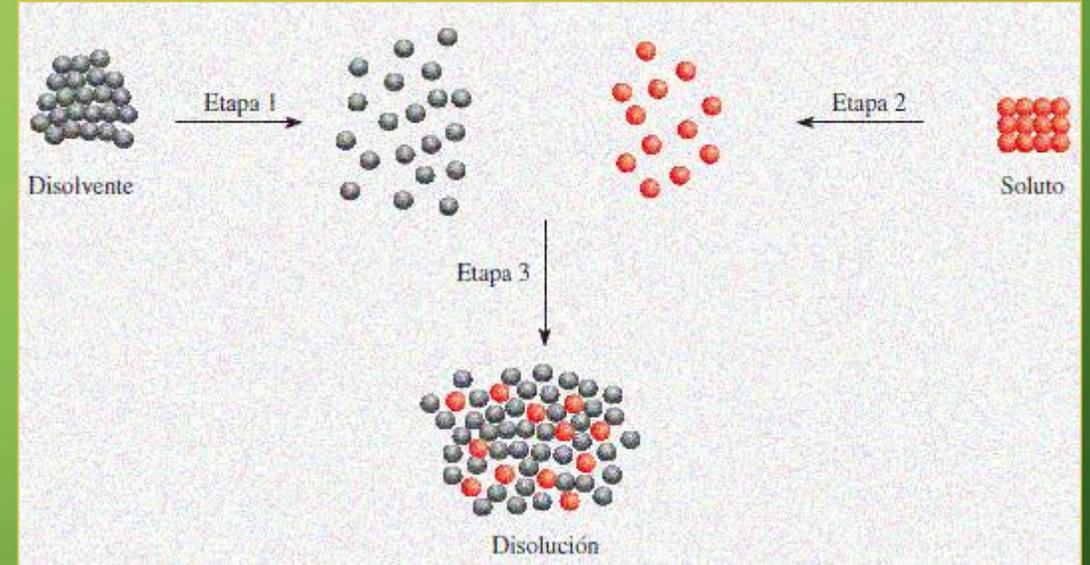
Fuerza soluto - soluto

Fuerza solvente - solvente

Fuerza soluto - solvente

PROCESO DE DISOLUCIÓN

COMPUESTOS MOLECULARES



Etapas:

Se separan las moléculas del soluto

Se separan las moléculas del solvente

Se mezclan las moléculas del soluto y del solvente

Endotérmica

Endotérmica

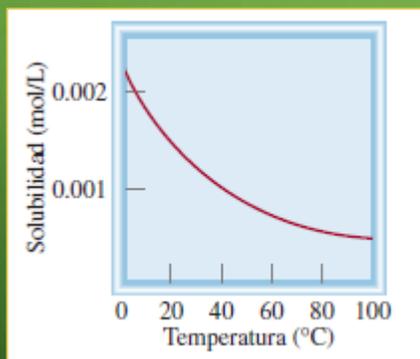
Exotérmica

SOLUBILIDAD

Máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica.

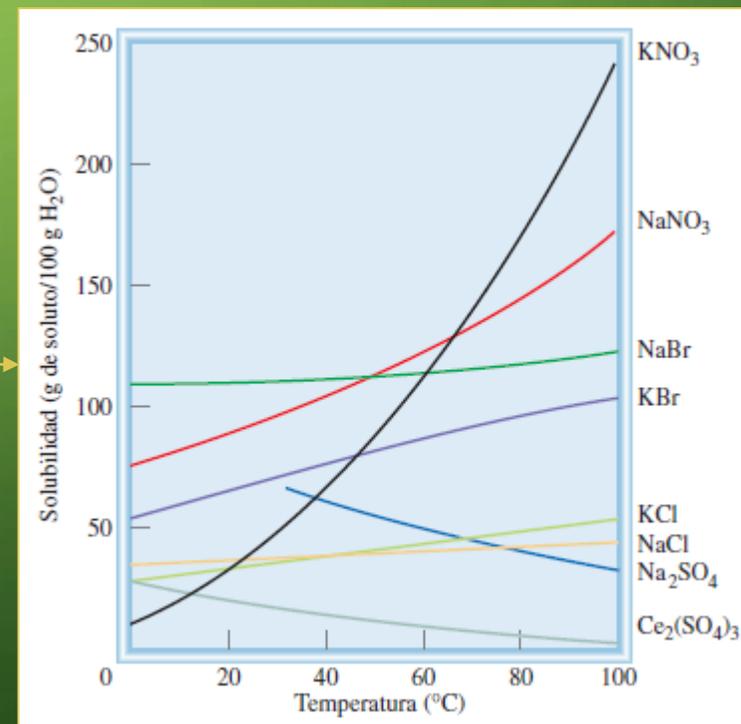
- Se refiere a la capacidad de una sustancia para disolverse en otra.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA



Gases

Sólidos



EFFECTO DE LA PRESIÓN

No influye mucho en sólidos y líquidos.

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Forma de expresar la cantidad de soluto en una cantidad dada solución

Porcentaje en masa: % en masa

También llamado: \rightarrow % m/m
 \rightarrow % p/p

$$\% \frac{m}{m} = \% \frac{p}{p} = \frac{\text{masa } sto}{\underbrace{\text{masa } sto + \text{masa } ste}} \times 100$$

Masa total solución

Ejemplo:

1. Solución de NaOH al 36 % m/m:

$$[NaOH] = \frac{36 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g de solución}}$$

2. 0,892 g de KCl se disuelve en 54,6 g de H₂O

$$mT = 0,892 \text{ g} + 54,6 \text{ g} = 55,49 \text{ g}$$

$$[KCl] = \frac{0,892 \text{ g KCl}}{55,49 \text{ g de solución}} \times 100$$

$$[KCl] = 1,61 \% m/m$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Forma de expresar la cantidad de soluto en una cantidad dada solución

Porcentaje masa en volumen: % m/v

$$\% \frac{m}{v} = \% \frac{p}{v} = \frac{\text{masa sto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

Ejemplo:

1. Solución de NaOH al 36 % m/v:

$$[NaOH] = \frac{36 \text{ g NaOH}}{100 \text{ mL de solución}}$$

2. 5 g de KCl se disuelve en H₂O hasta formar 2 L

$$[KCl] = \frac{5 \text{ g KCl}}{2 \text{ L de solución}} \times 100$$

$$[KCl] = 0,25 \% m/v$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Forma de expresar la cantidad de soluto en una cantidad dada solución

Molaridad: M

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{1L \text{ de disolución}}$$

Ejemplo:

1. Solución de NaOH al 0,3 M:

$$[NaOH] = \frac{0,3 \text{ mol NaOH}}{1 L \text{ de solución}}$$

2. 5 g de KCl se disuelve en H₂O hasta formar 200 mL

PM KCl = 74,56 g/mol

$$[KCl] = \frac{5 \cancel{\text{ g KCl}}}{200 \cancel{\text{ mL sol.}}} \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,56 \cancel{\text{ g KCl}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ mL sol.}}}{1L \text{ sol.}}$$

$$[KCl] = 0,33 M$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Forma de expresar la cantidad de soluto en una cantidad dada solución

Molalidad: m

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ kg de solvente}}$$


Ejemplo:

1. Solución de NaOH al 1 m:

$$[NaOH] = \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ kg de solvente}}$$

2. 5 g de KCl se disuelve en 200 g de H₂O.

$$PM \text{ KCl} = 74,56 \text{ g/mol}$$

$$[KCl] = \frac{5 \text{ g KCl}}{200 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,56 \text{ g KCl}} \times \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}}$$

$$[KCl] = 0,34 \text{ m}$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Conversiones entre las unidades de concentración:

En la practica muchas veces se tiene una solución de una determinada unidad de concentración, pero para la realización de cálculos es necesario convertirla a otra.

De % m/m a % m/v:

Se necesita conocer el valor de la densidad de la solución.

Solución de NaCl al 63,24 % m/m:

$\delta_{sol} = 2,16 \text{ g/mL}$

$$[NaCl] = \frac{63,24 \text{ g NaCl}}{100 \cancel{\text{ g sol}}} \times \frac{2,16 \cancel{\text{ g sol}}}{1 \cancel{\text{ mL}}} \times 100 \cancel{\text{ mL}}$$

$$[NaCl] = 136,59 \% \text{ m/v}$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Conversiones entre las unidades de concentración:

De % m/v a M: Se necesita conocer el PM del soluto

Solución de NaCl al 136,59 % m/v: PM NaCl = 58,44 g/mol

$$[NaCl] = \frac{136,59 \cancel{g NaCl}}{100 \cancel{mL sol}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \cancel{g NaCl}} \times \frac{1000 \cancel{mL sol}}{1L sol}$$

$$[NaCl] = 23,37 M$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Conversiones entre las unidades de concentración:

De m a M: Se necesita conocer el PM del soluto y la densidad de la solución.

Se tiene una solución de glucosa $[C_6H_{12}O_6] = 0,396 \text{ m}$

PM $C_6H_{12}O_6 = 180,2 \text{ g/mol}$

$\delta \text{ sol} = 1,16 \text{ g/mL}$

$$m C_6H_{12}O_6 = 0,396 \cancel{\text{ mol } C_6H_{12}O_6} \times \frac{180,2 \text{ } C_6H_{12}O_6}{1 \cancel{\text{ mol } C_6H_{12}O_6}} = 71,36 \text{ g } C_6H_{12}O_6$$

$$m \text{ sol} = 71,36 \text{ g } C_6H_{12}O_6 + 1000 \text{ g } H_2O = 1071,36 \text{ g sol}$$

$$v \text{ sol} = 1071,36 \cancel{\text{ g sol}} \times \frac{1 \text{ mL sol}}{1,16 \cancel{\text{ g sol}}} = 922,72 \text{ mL sol}$$

$$[C_6H_{12}O_6] = \frac{0,396 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{923,58 \cancel{\text{ mL sol}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ mL sol}}}{1 \text{ L sol}} = 0,429 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,429 \text{ M}$$

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN []

Conversiones entre las unidades de concentración:

En resumen, para pasar de una unidad de concentración a otra, hay que aplicar los siguientes factores de conversión.

$$\begin{array}{ccccccc} & \xrightarrow{x \delta} & & \xrightarrow{x 10} & & \xrightarrow{x PM} & \\ \%m/m = & \frac{\text{g } \underline{\text{sto}}}{100 \text{ g sol}} & = & \frac{\text{g } \underline{\text{sto}}}{100 \text{ mL sol}} = \%m/v & = & \frac{\text{g } \underline{\text{sto}}}{1 \text{ L sol}} & = & \frac{\text{moles } \underline{\text{sto}}}{1 \text{ L sol}} = M \\ & \xleftarrow{/ \delta} & & \xleftarrow{/ 10} & & \xleftarrow{/ PM} & \end{array}$$