

Cálculo de preparación de disoluciones





soluto
sol

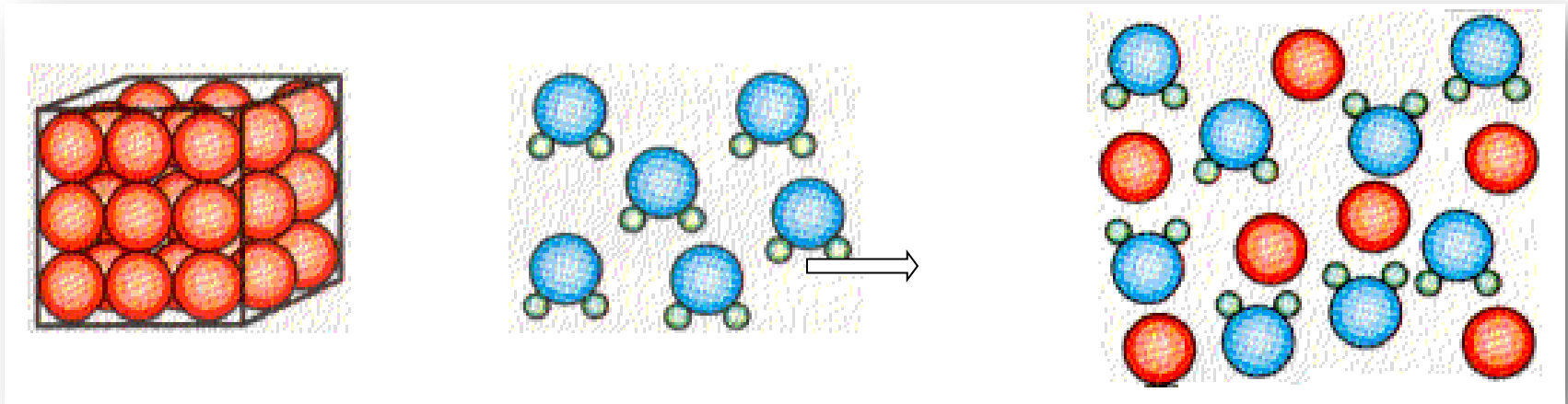
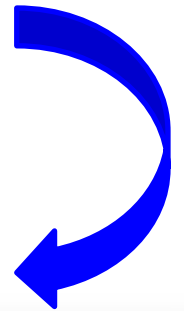


disolvente
dte



disolución
disol

Cuando un sólido se disuelve en un líquido las partículas que lo forman quedan libres y se reparten entre las moléculas del líquido que se sitúan a su alrededor.



Sólido (NaCl)

Líquido (H₂O)

Disolución

Estequiometría

Stoecheion
Elemento

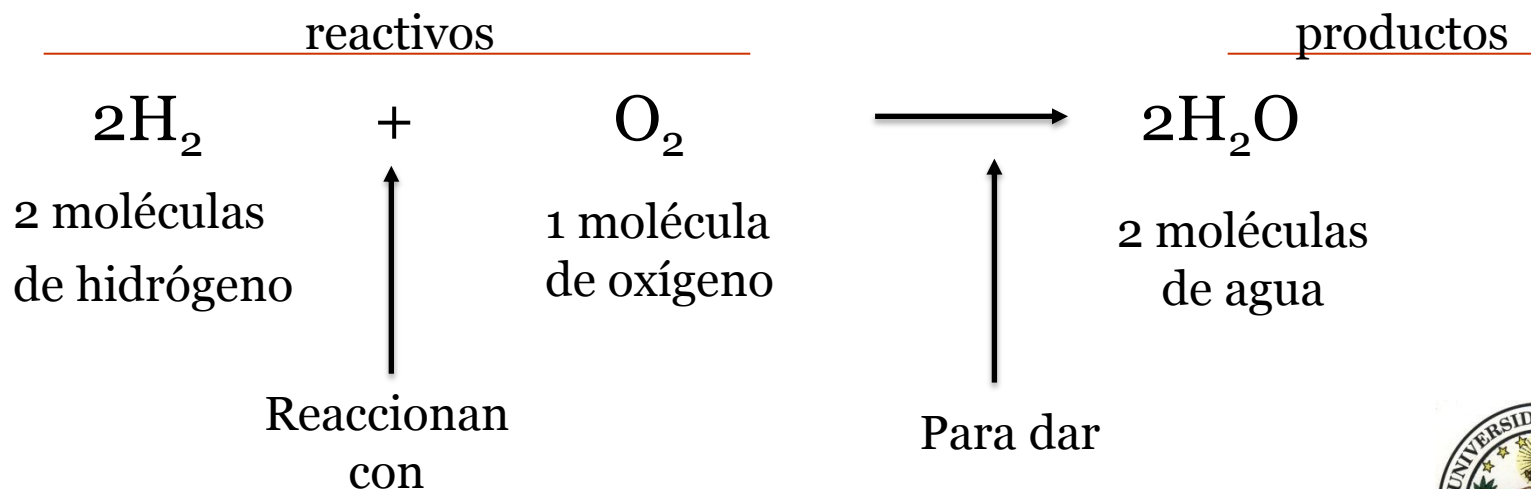
Metron
Medida



Cálculos estequiométricos

cantidades de sustancia que reaccionan
cantidades de sustancia que se producen

Los símbolos y las fórmulas sirven al químico para poder esquematizar una reacción química.

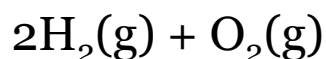


Reactivo Limitante

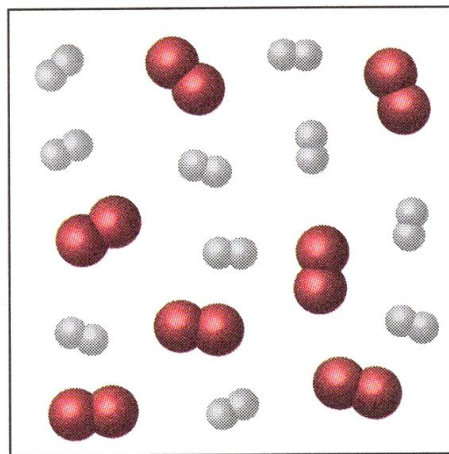


En una reacción química, los reactivos pueden estar o no en la proporción exacta que determinan sus coeficientes estequiométricos.

Ejemplo: tenemos 10 moles de H_2 y 7 moles de O_2 para formar agua.



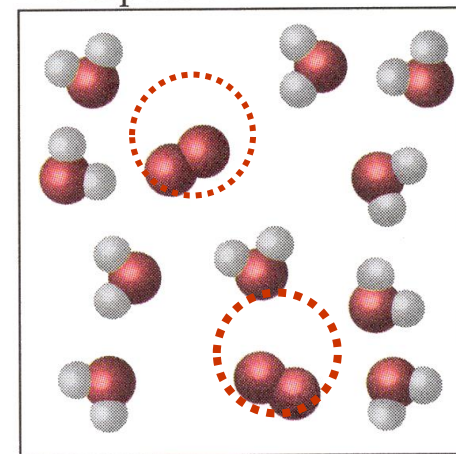
Antes de la reacción



10 H_2 y 7 O_2



Después de la reacción



10 H_2O y 2 O_2

Reactivo limitante: se consume por completo y limita la cantidad de producto que se forma

Rendimiento



RENDIMIENTO TEÓRICO: Cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante

RENDIMIENTO REAL: Cantidad de producto que realmente se forma en la reacción.

¿Porqué difieren?

- No reacciona todo el reactivo
- El reactivo está hidratado
- Se den reacciones secundarias no deseadas

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \% \text{ RENDIMIENTO Rendimiento porcentual}$$

Definición de solución



Solución

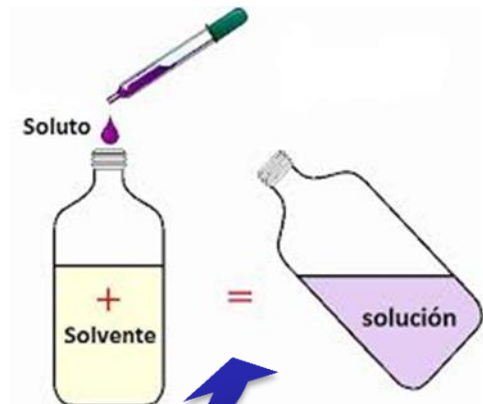
Mezclas que poseen dos o más sustancias y que son homogéneas.

Las soluciones están formadas:

Aquellas sustancias que se encuentran en menor cantidad y que son las que se disuelven en la mezcla se las conoce bajo el nombre de soluto. El solvente, en cambio, es la sustancia en la que el soluto se disuelve.



Solución = Soluta + Solvente



Disoluciones

modos de expresar la concentración

Composición de las disoluciones

- Disolvente (mayor cantidad)
- Solute (menor cantidad)
- Pueden ser uno o varios

CONCENTRACIÓN

es la cantidad de **solute** disuelta en un **disolvente**.

Unidades de concentración

- Molaridad
- molalidad
- Normalidad
- Fracción molar
- %m/v, % v/v, %m/m
- densidad m/v

Químicas

Físicas



En la solución de problemas por métodos químicos, es bastante común la conversión de una masa dada de soluto o disolvente a número de moles; basta recordar que la conversión se hace mediante la siguiente fórmula:

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{masa del compuesto}}{\text{Masa molar del compuesto}}$$

$$n = m / PM$$

EJEMPLO:

¿Cuántos moles hay en 28.7 g de Na_2SO_4

Datos

m = 28.7 grs.

n = ?

Formula

n = m / Mm

Cálculos

Calculo de masa molar del Na_2SO_4 .

$$\text{Na} = 2 \times 23 = 46$$

$$\text{S} = 1 \times 32 = 32$$

$$\text{O} = 4 \times 16 = 64$$

$$= 142 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{28,7 \text{ g}}{142 \text{ g/mol}} = 0.202 \text{ moles}$$

Respuesta

∴ en 28,7 g
hay 0.202 moles



Unidades físicas

$$\% \text{masa} = \frac{\text{m de soluto}}{\text{m de disolucion}} \cdot 100$$

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{v del soluto}}{\text{v de disolucion}} \cdot 100$$

$$\% \text{ en masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolucion (ml)}} \cdot 100$$

$$\mathbf{d = m / volumen}$$

m : masa medida en [g]

v : volumen medido en [ml]

d : densidad medida en [g / ml]



% PESO / PESO (O MASA / MASA)

m solución = m soluto + m solvente
(soluciones binarias)

donde:

m solución : masa de la solución medida en [g]

m soluto : masa del soluto medida en [g]

m solvente : masa del solvente medida en [g]

$$\% (\mathbf{P / P}) \text{ soluto} = \frac{\mathbf{100 \times m soluto}}{\mathbf{m solución}}$$

donde:

(% P / P) soluto : porcentaje peso / peso o masa / masa de soluto

m soluto : masa del soluto medida en [g]

m solución : masa de la solución medida en [g]



Expresa la masa en gramos de soluto por cada 100 g de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}} \cdot 100$$

%m/m: El número de gramos de soluto contenidos en 100 g de solución





% PESO / VOLUMEN (O MASA / VOLUMEN)

$$\% (P / V) \text{ soluto} = \frac{100 \times m \text{ soluto}}{V}$$

Donde:

(% P / V) soluto : porcentaje peso / volumen o masa / volumen de soluto

m soluto : masa del soluto medida en [g]

V : volumen de la solución medido en [ml]

$$\%m/v = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

Expresa la masa en gramos de soluto por cada 100 cm³ de disolución.

$$\% \text{ masa/volumen} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}} \text{ (dl)}}$$

%m/v: el número de gramos de soluto contenido en 100 mL de solución



Ejemplo: Calcula el porcentaje peso/volumen de soluto de una solución formada por 80 [g] de soluto disueltos en 500 [mL] de solución. Si la densidad de la solución es 1,1 [g/mL], calcula el porcentaje peso / volumen de solvente.

$$(P / V) \text{ soluto} = \frac{100 \times 80}{500} = 16 \%$$

$$\begin{aligned} m \text{ solución} &= 500 \times 1,1 = 550 \text{ [g]} \\ m \text{ solvente} &= 550 - 80 = 470 \text{ [g]} \end{aligned}$$

$$(P / V) \text{ solvente} = \frac{100 \times 470}{500} = 94 \%$$



% VOLUMEN / VOLUMEN

$$\%(V / V) \text{ soluto} = \frac{100 \times V_{\text{soluto}}}{V}$$

donde:

(% v / v) soluto : porcentaje volumen / volumen de soluto

V_{soluto} : volumen del soluto medido en [mL]

v : volumen de la solución medido en [mL]

$$\%(V / V) \text{ solvente} = \frac{100 \times V_{\text{solvente}}}{V}$$

donde:

(% v / v) solvente : porcentaje volumen / volumen de solvente

V_{solvente} : volumen del solvente medido en [mL]

V : volumen de la solución medido en [mL]





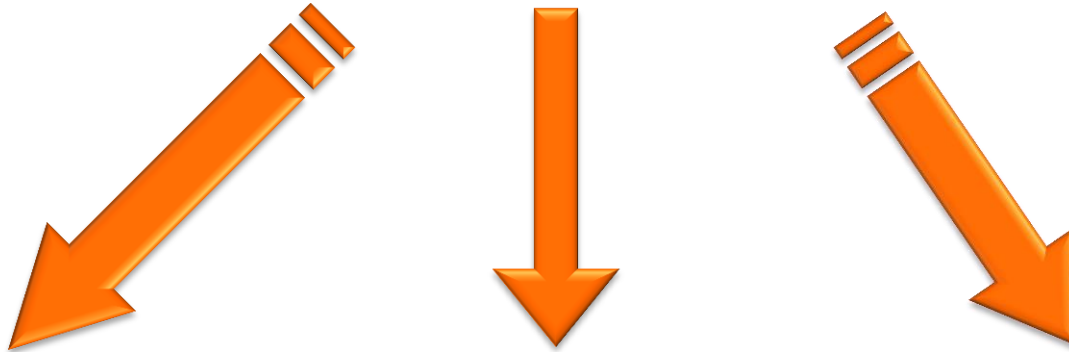
La densidad

No es unidad de concentración. Sólo representa la relación que hay entre la masa de una mezcla y el volumen que ocupa.

$$d = \frac{\text{masa de solución}}{\text{volumen de solución}}$$

Permite relacionar el porcentaje masa – masa con el porcentaje masa - volumen

$$\%m/m \times D = \% m/v$$



$$\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100 \times \frac{\text{masa de solución}}{\text{volumen de solución}} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$$

Ejemplo

¿Qué %m/m tendrá una mezcla de 20 g azúcar y 230 g de agua?

$$C = \frac{20 \text{ g soluto}}{(20 \text{ g} + 230 \text{ g}) \text{ solución}} \times 100$$

$$C = 8 \%m/m$$



Si a la mezcla anterior se le agrega 25 g de azúcar ¿Cuál será su nuevo %m/m?

Calculando soluto y solución total

$$\text{Masa soluto total} = 20 \text{ g} + 25 \text{ g} = \mathbf{45 \text{ g}}$$

$$\text{Masa solución total} = 250 \text{ g} + 25 \text{ g} = \mathbf{275 \text{ g}}$$

$$C = \frac{45 \text{ g soluto}}{275 \text{ g solución}} \times 100$$

$$C = 16,36\% \text{m/m}$$



- ¿Cuántos gramos de agua se deberá agregar a la mezcla inicial para que su concentración disminuya al 2 %m/m?

Sea Y la masa en gramos de solvente adicional;

$$C = 2 \%m/m = \frac{20 \text{ g soluto}}{(20 \text{ g} + Y + 230 \text{ g})} \times 100$$

$$2 = \frac{2000 \text{ g}}{(Y + 250 \text{ g})}$$

$$(Y + 250 \text{ g}) = \frac{2000 \text{ g}}{2}$$

$$Y = \frac{2000 \text{ g}}{2} - 250 \text{ g}$$

$$Y = 750 \text{ g de agua}$$



Se mezclan 40 g de solución al 20 %m/m con 150 g de solución al 12 %m/m ¿Cuál será el %m/m de la mezcla resultante?

Calculando la masa de solución total:

$$\text{Masa solución total} = 40 \text{ g} + 150 \text{ g} = 190 \text{ g}$$

Calculando masa de soluto aportado por cada solución

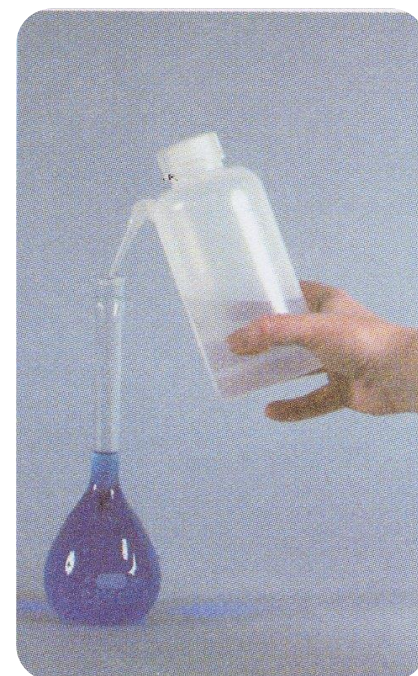
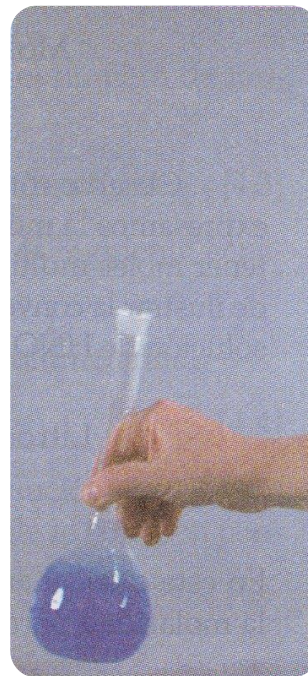
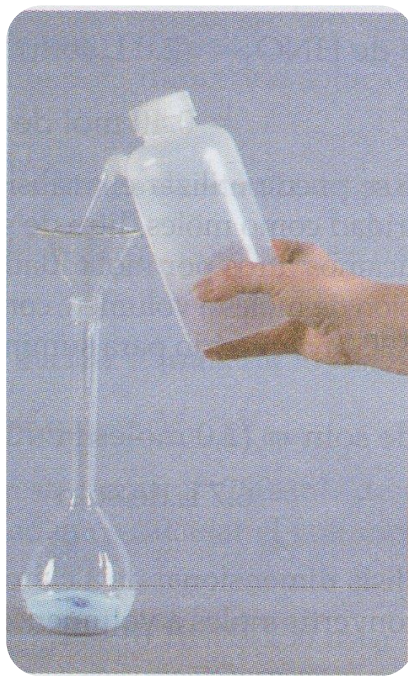
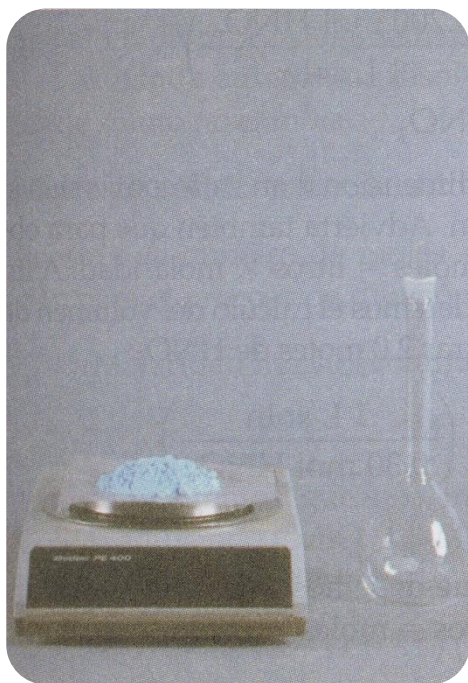
$$m \text{ soluto } 1 = 40 \text{ g solución} \times \frac{20 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} = 8 \text{ g}$$

$$m \text{ soluto } 2 = 150 \text{ g solución} \times \frac{12 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} = 18 \text{ g}$$

$$C = \frac{(8 \text{ g} + 18 \text{ g})}{190 \text{ g}} \times 100 = 13,68 \% \text{m/m}$$



Unidades químicas





MOLARIDAD

La **molaridad** de una solución se define como la cantidad de soluto disuelto en moles por litro de solución.

$$M = \frac{n}{V}$$

Molaridad (M) = $\frac{\text{número de moles soluto}}{\text{litro de solución}}$



EJEMPLO

Calcule la molaridad de una solución que se preparó pesando 28.7 g de Na_2SO_4 y añadiendo suficiente agua hasta aforar un volumen de 500 ml.

Datos

$$m=28.7\text{g}$$

$$v= 500 \text{ ml}$$

$$\text{PM}=142\text{g/mol}$$

$$n=0.202 \text{ moles}$$

M?

Cálculos

cálculo de los litros

$$\text{Litros}= 500 \text{ ml}/1000 \text{ ml}=0.5 \text{ l}$$

$$M= \frac{0.202 \text{ moles}}{0.5 \text{ l}} = 0.404 \text{ moles/l}$$

Respuesta

∴ la molaridad de la solución es de

$$0.404 \text{ M}$$

Fórmula

$$M=n/V$$



¿Cuántos gramos de KI hay en 360 ml de una solución 0.550 M?.

Datos

m=?

V=360 ml

M=0.550 M

Fórmulas

Número de moles = molaridad x Litros de solución

$$n = M \times v.$$

Masa = Número de moles x masa molar (PM)

$$m = n \times PM$$

Cálculos

$$n = 0.550 \text{ moles/L} \times 0.360 \text{ L}$$

$$n = 0.198 \text{ moles}$$

$$m = 0.198 \text{ moles} \times 166.0 \text{ g/mol}$$

$$m = 32.9 \text{ gramos de KI}$$

Respuesta

∴ hay 32.9 gramos en 360 ml de solución al 0.55 M

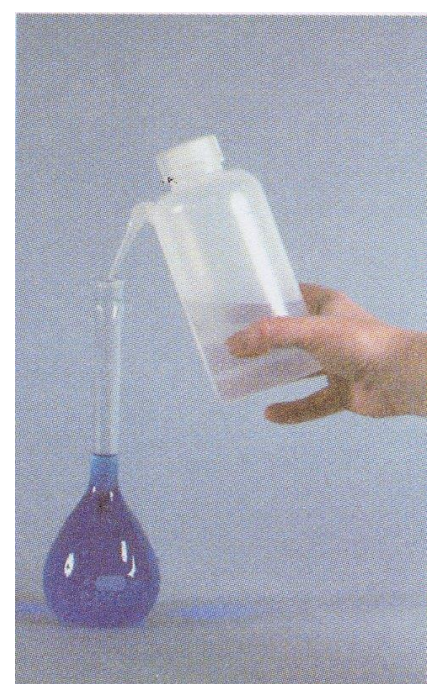
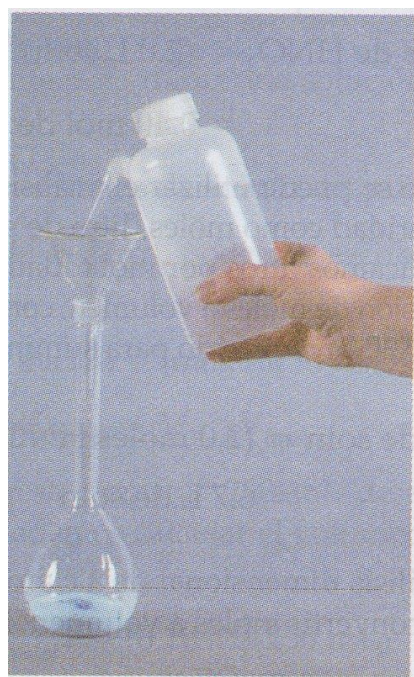
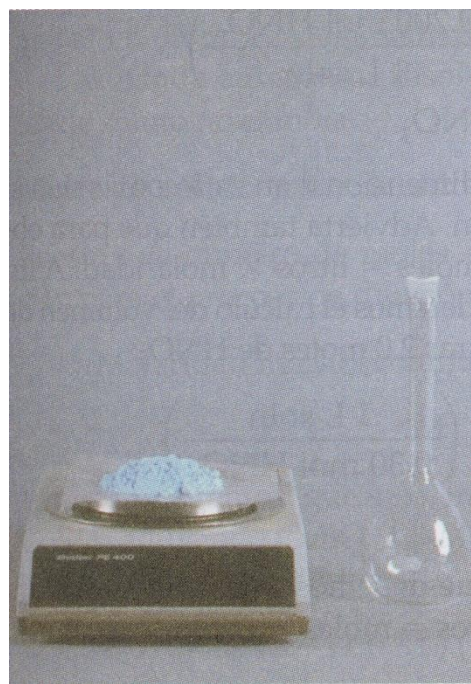


Molaridad

$$\text{M} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{volumen de solución}}$$

(moles/l)

$$\text{moles} \times \text{PM} = \text{g}$$



Relación entre M con % en masa y densidad de disolución

Sabemos que:

$$\% = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \cdot 100 = \frac{100 m_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}} \cdot d_{\text{sol}}}$$

despejando V_{sol} : volumen de la solución

$$V_{\text{sol}} = \frac{100 m_{\text{solut}}}{\% \cdot d_{\text{sol}}} \quad \text{y además } n = m_{\text{sto}} / \text{PM}$$

Sustituyendo en la fórmula de la molaridad:

$$M = \frac{\text{moles}_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{\text{mol}_{\text{sto}} \cdot \% \cdot d_{\text{sol}}}{100 \times m_{\text{sto}}} = \frac{\% \cdot d_{\text{sol}}}{100 \times \text{PM}}$$





Molalidad

La principal ventaja de esta unidad de medida respecto a la molaridad es que como el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión. Es menos empleada que la molaridad pero igual de importante.



Molalidad, m

Para preparar soluciones de una determinada molalidad en un disolvente, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un vaso de precipitados y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.



La **molalidad** (**m**) es el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$\text{Molalidad } m = \frac{\text{número de moles soluto}}{\text{Kilogramos de solvente}}$$



Molalidad, m

- Se define como la cantidad de moles de soluto contenido en un kilogramo de solvente

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de solvente(Kg)}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de solvente(g)}} \times 1000$$

$$m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{MM soluto} \times \text{masa de solvente(Kg)}}$$

Ejercicio: se prepara una mezcla con 30 g de etanol y 400 g de agua ¿Cuál es su molalidad?

Etanol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

FM: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

MM: 46 g/mol

Convertimos los 400 g a kilogramo:

$$\text{masa}_{\text{solvente}} = 400 \text{ g} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 0,4 \text{ Kg}$$

$$m = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{MM soluto} \times \text{masa de solvente (Kg)}}$$

$$C = \frac{30 \text{ g}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,4 \text{ Kg}} = 1,63 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} = 1,63 \text{ m}$$



Normalidad



Normalidad (N): Es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{ Eq - g Solute}}{\text{Litro de solución}}$$

$$N = \frac{\text{eq-g soluto}}{V_{\text{sol}}}$$



Una solución contiene 0,74 g de Ca(OH)_2 por cada 500 ml .
Calcula su normalidad.

Datos

$$m=0,74 \text{ g}$$

$$\text{PE Ca(OH)}_2 = 37 \text{ g/equiv}$$

$$N = ?$$

Formulas

$$N = \frac{\text{n}^\circ \text{equiv}}{V} ; \text{n}^\circ \text{equiv} = \frac{m}{\text{PE}}$$

Cálculos

$$\text{N}^\circ \text{equiv} = \frac{0,74 \text{ g}}{37 \text{ g/equiv}} = 0,02 \text{ equiv}$$

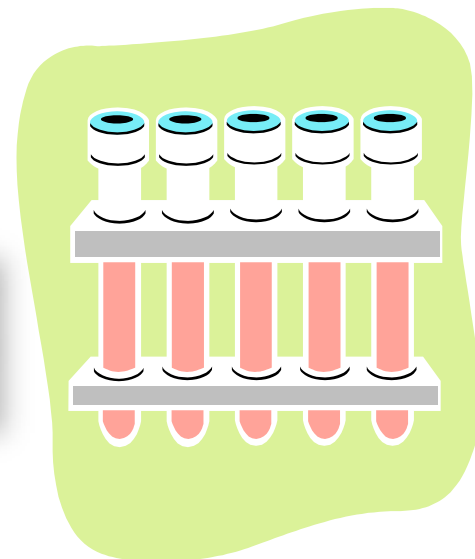
$$N = \frac{0,02 \text{ equiv}}{0,5 \text{ L}} = 0,04 \text{ equiv/L}$$

Respuesta ∴ la [] es de 0.04 Normal



Fracción Molar

FRACCION MOLAR: expresa la cantidad de moles de cada componentes en relación a la totalidad de los moles de la disolución.



$$X_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

donde: X_{solute} : fracción molar de soluto
 n_{solute} : número de moles de soluto medido en [mol]
 n_{solvente} : número de moles de solvente medido en [mol]

$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solute}} + n_{\text{solvente}}}$$

donde: X_{solvente} : fracción molar de solvente
 n_{solute} : número de moles de soluto medido en [mol]
 n_{solvente} : número de moles de solvente medido en [mol]

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

donde: X_{solute} : fracción molar de soluto
 X_{solvente} : fracción molar de solvente



Una solución está formada por 324 g de H_2O y 120 g de CH_3COOH . Calcula la fracción molar de cada uno.

Datos

m sol = 120 g CH_3COOH .

m ste = 324 g H_2O

X solu = ?

X ste = ?

Formulas

$$X = \frac{n \text{ solu } o \ n \text{ solv}}{n \text{ totales}}$$

$$n = m/Mm$$

Cálculos

Mm H_2O 18 g / mol

Mm CH_3COOH = 60 g/mol

$$n \text{ solu} = \frac{120 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles} \quad n \text{ solv} = \frac{324 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 18 \text{ moles}$$



$$X_{\text{solu}} = \frac{2}{2 + 18} = 0.1 \text{ moles}$$

$$X_{\text{solv}} = \frac{18}{2 + 18} = 0.9 \text{ moles}$$

Respuesta \therefore la fracción molar es:

- Fracción molar del soluto 0.1 mol
- Fracción molar del solvente 0.9 mol
- Fracción molar de la solución 1 mol



Preparación de diluciones

Consiste en añadir mayor cantidad de solvente a una porción de una solución concentrada de modo que su concentración final sea menor.

Se debe conocer previamente la cantidad de soluto requerida y el volumen de la solución concentrada que contendrá esta cantidad.



Factor de dilución

Si el volumen y la concentración se encuentran expresados en la misma unidad de medida, puede utilizarse:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

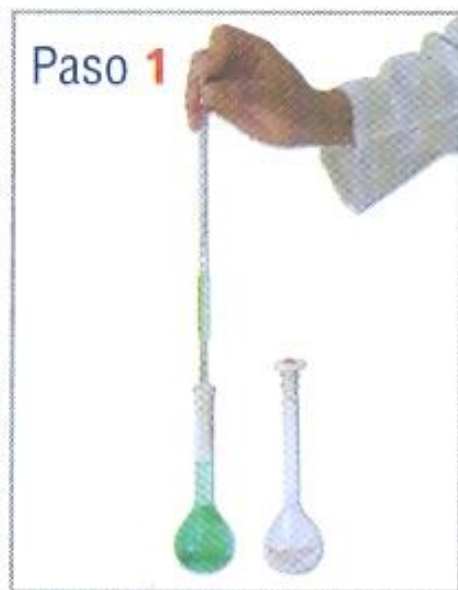
$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$



Procedimiento para preparar soluciones diluidas a partir de una solución concentrada



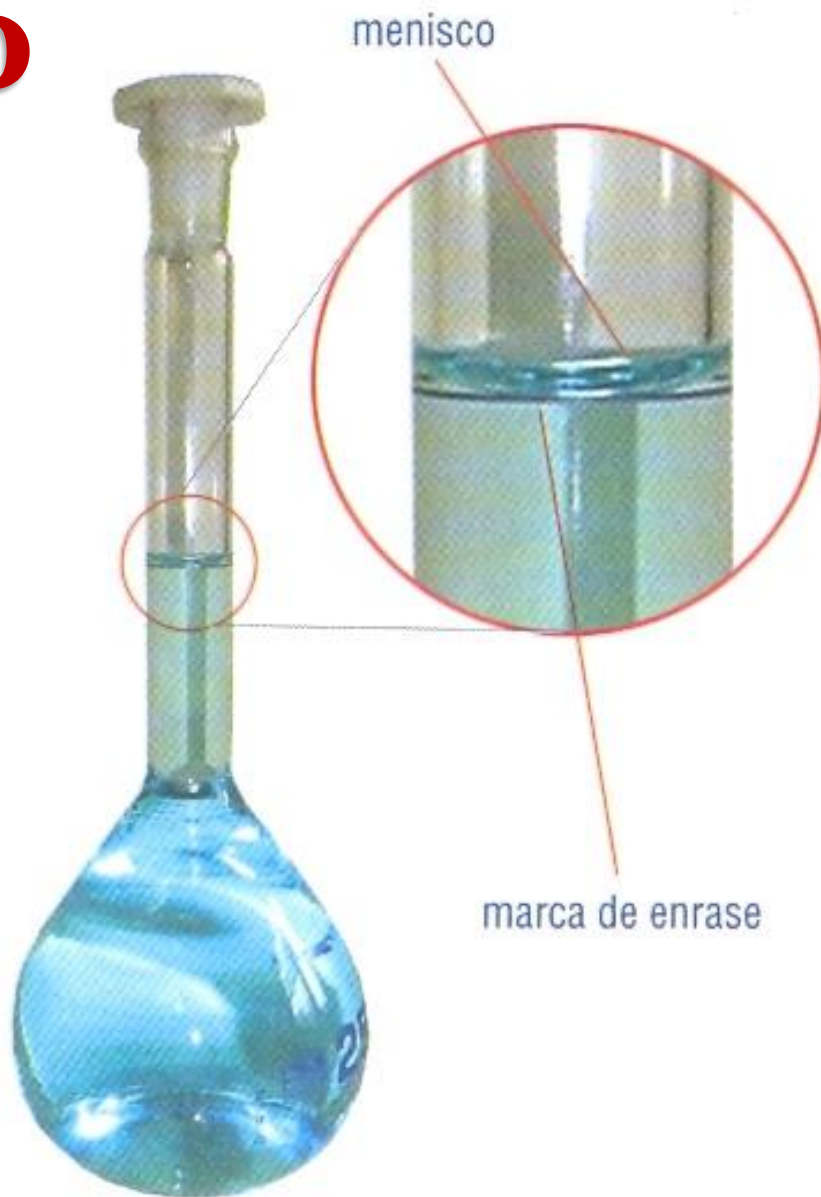
- Paso 1: tomar una porción del volumen de solución concentrada requerido, empleando una pipeta volumétrica
- Paso 2: trasvasar este volumen a un matraz de aforo
- Paso 3: aforar con solvente hasta el volumen final necesario



Lectura de menisco

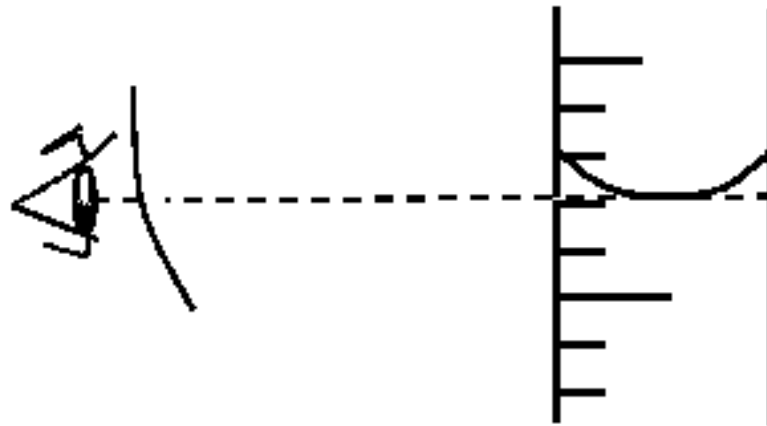
- El menisco corresponde a la curvatura que forma la superficie de los líquidos. Esto se observa mejor cuando están contenidos en recipientes pequeños tales como probetas, pipetas, vasos, matraces de aforos, etc.
- En líquidos incoloros la parte inferior de la curvatura debe ser tangente a la línea de graduación (línea de aforo) del instrumento.

AFORO



Posición del observador

- Para evitar cometer errores en la medición del volumen de una solución líquida, el observador debe situarse en línea paralela a la graduación donde se encuentre el menisco



Partiendo de disoluciones concentradas, se pueden obtener otras menos concentradas por dilución.

Para ello se toma una parte de la disolución concentrada y se le añade disolvente. El número de moles de soluto no cambia.

Número de moles = $M \times V$ (litros)

$$M_1 \text{ (inicial)} V_1 \text{ (inicial)} = M_2 \text{ (final)} V_2 \text{ (final)}$$

