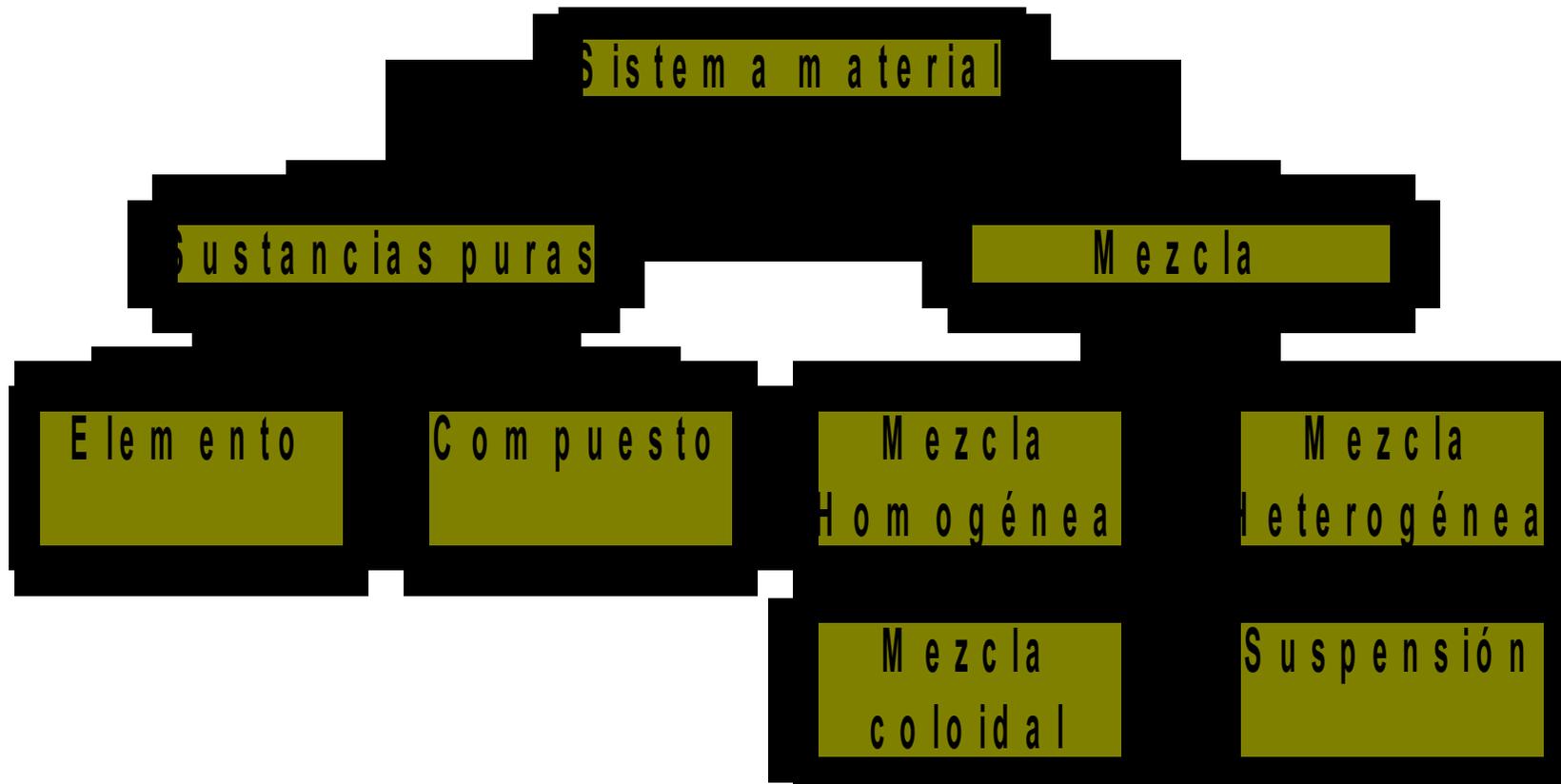


# Soluciones

**Mg. Carlos Marc o Santa Cruz  
Carpi o.**

# Introducción



- DISOLUCIÓN ó SOLUCIÓN Es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias químicas tal que el tamaño molecular de la partículas sea inferior a  $10^{-9}$  m.
- Se llama mezcla coloidal cuando el tamaño de partícula va de  $10^{-9}$  m a  $2 \cdot 10^{-7}$  m.
- Se llama suspensión cuando el tamaño de las partículas es del orden de  $2 \cdot 10^{-7}$  m.



# Componentes de una disolución

Un disolvente es un líquido o un gas en el que se ha disuelto algún otro material (líquido, sólido o gaseoso) llamado soluto.



Soluto (se encuentra en menor proporción).  
Disolvente (se encuentra en mayor proporción y es el medio de dispersión).

# ¿Qué es la solubilidad?

Es una medida de la cantidad de soluto que se disuelve en cierta cantidad de disolvente a una temperatura determinada.

## Factores que afectan la solubilidad

- 🌸 la temperatura
- 🌸 la naturaleza del soluto y del disolvente
- 🌸 la presión (En gases).

# Clasificación de disoluciones

- Según estado físico de soluto y disolvente.
- Según la proporción de los componentes.
- Según el número de componentes.
- Según el carácter molecular de los componentes.

# Según estado físico de soluto y disolvente.

<i>Soluto</i>	<i>Disolvente</i>	
<i>Ejemplo</i>		
– Gas	Gas	Aire
– Líquido	Gas	Niebla
– Sólido	Gas	Humo
– Gas	Líquido	CO <sub>2</sub> en agua
– Líquido	Líquido	Petróleo
– Sólido	Líquido	Azúcar-agua
– Gas	Sólido	H <sub>2</sub> -platino
– Líquido	Sólido	Hg - cobre
– Sólido	Sólido	Aleaciones

## Según la proporción de los componentes

▪

- Diluidas: poca cantidad de soluto
- Concentradas: bastante cantidad de soluto
- Saturadas: no admiten mayor concentración de soluto

## Según el número de componentes.

- Binarias
- Ternarias.
- ...

# Según el carácter molecular de los componentes.

- Conductoras
  - Los solutos están ionizados (electrolitos) tales como disoluciones de ácidos, bases o sales,
- No conductoras
  - El soluto no está ionizado

# Pasos para preparar una solución



Seleccionar soluto completamente soluble



Pesar el soluto



Aforar en balón

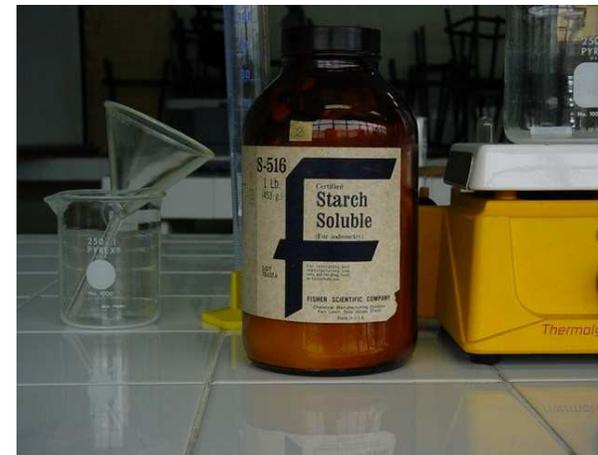


Disolver el soluto

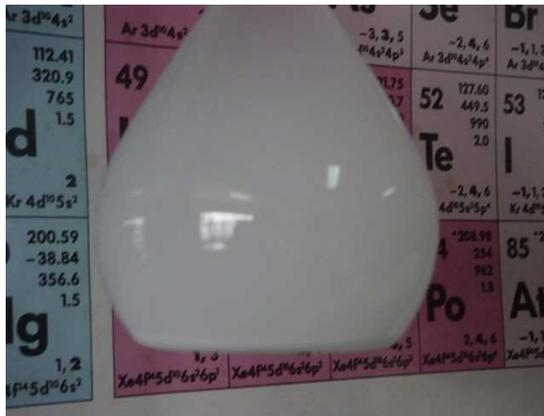
# Formación de suspensiones



Se forma si el soluto no es completamente soluble



En este caso, se utiliza almidón



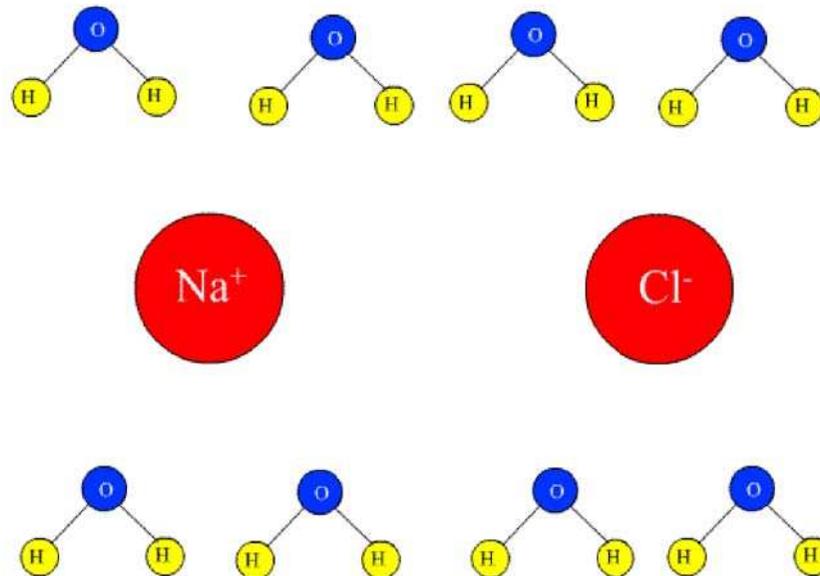
Al aforar, se observa dos fases



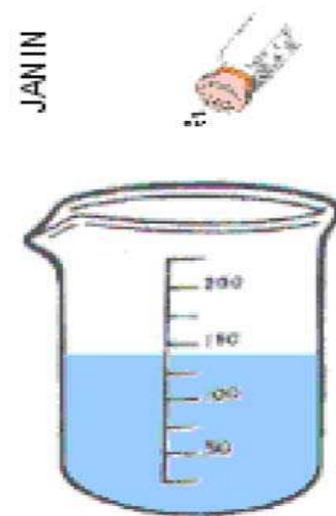
El soluto no se disuelve completamente

# *Proceso de disolución.*

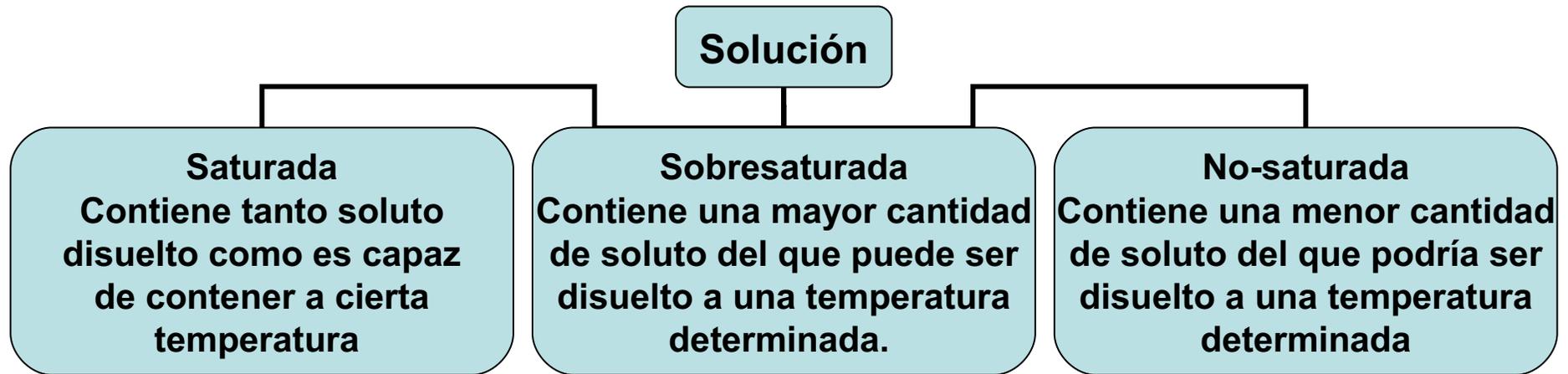
- Observemos como, las moléculas de agua rodean a los iones de cloro y sodio.
- Los oxígenos ( $\delta^-$ ) rodean al sodio, y los hidrógenos positivos ( $\delta^+$ ) rodean al cloro, llevándose a cabo el *proceso de disolución*.

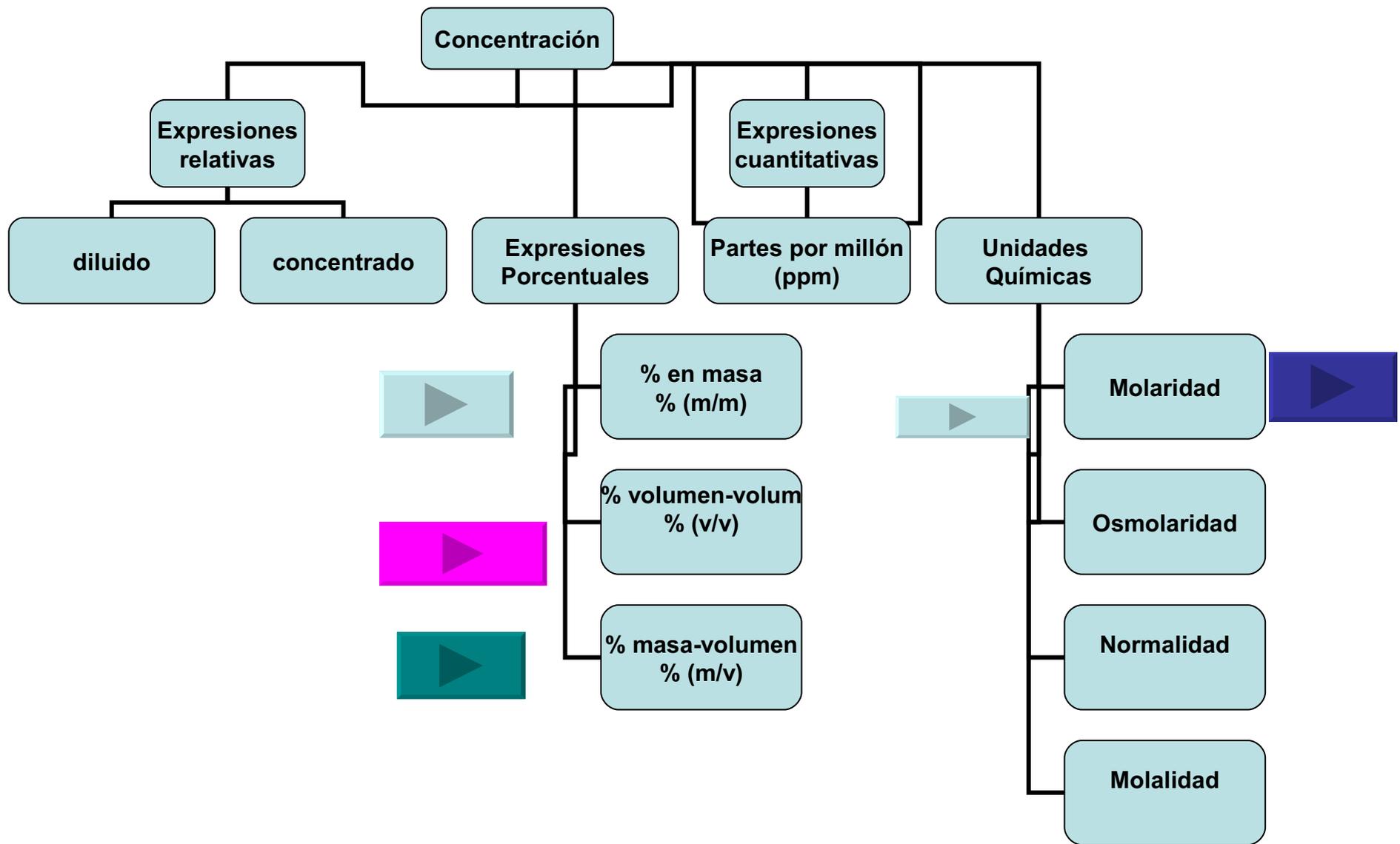


- Una de las cosas que nos interesa saber de las soluciones es :
- ¿qué cantidad de un soluto se encuentra disuelto en un solvente para formar una solución? o con menos palabras, cuál es la **concentración de una solución**



# Composición de las soluciones





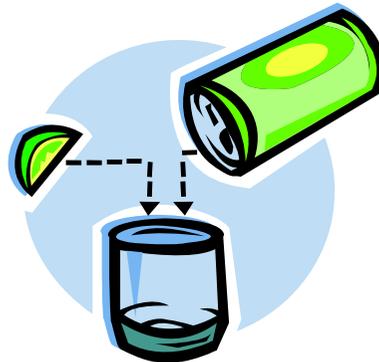
# Expresiones Relativas

- Soluciones Diluidas

- Contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto.
- Ejemplo, un refresco de limonada “ralo” contiene poca cantidad de jugo de limón en relación a la cantidad de solvente; que es el agua.

- Soluciones Concentradas

- Contiene una cantidad relativamente grande de soluto.
- Ejemplo, un fresco “fuerte” es concentrado. Contiene una mayor cantidad de jugo limón disuelta.



# Porcentaje en masa

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

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

# Ejercicios:

- Se prepara una solución mezclando 1.00 g de etanol, con 100.0 g de agua. Calcule el % en masa del etanol en esta solución.

$$\% \text{ (m/m)} = \frac{1.00\text{g etanol}}{\underbrace{100.0\text{g H}_2\text{O} + 1.00\text{g etanol}}_{\text{masa de solución}}} \times 100\% = 0.990\% \text{ etanol}$$

- Calcule la cantidad en gramos de azúcar que se deben disolver en 825 g de agua para preparar una solución al 20.0%.

- Calcule el porcentaje de cloruro de sodio si se disuelven 19.0 g de esta sal en suficiente cantidad de agua para hacer 175 g de solución.

$$\% \text{ (m/m)} = \frac{19.0\text{g sal}}{175\text{g solución}} \times 100\% = 10.9\% \text{ NaCl}$$

- Calcule el porcentaje de cloruro de sodio si se disuelven 8.50 g de esta sal en suficiente cantidad de agua para hacer 95.0 g de solución.

- Calcule el número de gramos de agua que deben agregarse a 10.0 g de  $\text{NaNO}_3$  para preparar una solución acuosa al 2.00%.

$$10.0\text{g NaNO}_3 \times \frac{98.0\text{g agua}}{2.00\text{g NaNO}_3} = 490 \bar{0} \text{ g agua}$$

- Calcule el número de gramos de soluto que deben disolverse en 350 g de agua para preparar una solución de sulfato de potasio al 15.0%.

$$350\text{g H}_2\text{O} \cancel{\times} \frac{15.0\text{g Solute}}{85.0\text{g H}_2\text{O}} = 61.7 \text{ g soluto}$$

- Calcule el número de gramos de soluto que deben disolverse en 15.0 g de agua para preparar una solución de cloruro de potasio al 10.0



# Porcentaje en Volumen

- Se obtiene dividiendo el volumen del soluto entre el volumen total de la solución y multiplicando por 100.
- Toma un frasco de alcohol y lee la etiqueta. Es muy probable que ésta indique: “alcohol Etílico, 70% en volumen”.

$$\% (v/v) = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100\%$$

- El volumen de la solución no puede considerarse aditivo (excepto en soluciones muy diluidas), es decir que no es correcto sumar el volumen del soluto más el volumen del solvente.
- El siguiente experimento demuestra lo anterior:

50mL de agua + 50mL de alcohol etílico  $\neq$  100mL de solución

- Esto ocurre porque se da una contracción del volumen de la solución por formación de puentes de hidrógeno.

# Ejercicios:

- Calcule el % en volumen de una solución de alcohol isopropílico preparada mezclando 25.0 mL de alcohol con suficiente agua para dar un volumen total de 125 mL de solución.

$$\% \text{ (p/p)} = \frac{25.0 \text{ mL alcohol}}{125 \text{ mL solución}} \times 100\% \quad 20 \%$$

Calcule el % en volumen de una solución de alcohol etílico preparada mezclando 10.5 mL de alcohol con suficiente agua para dar un volumen total de 50.0 mL de solución.

- Un vino contiene 12.0% de alcohol por volumen. Calcular el número de mL de alcohol en 225 mL de vino.

$$225 \text{ mL } \cancel{\text{vino}} \times \frac{12.0 \text{ mL alcohol}}{100 \cancel{\text{ mL vino}}} = 27.0 \text{ mL alcohol}$$



# Porcentaje masa-Volumen

- Este método expresa la concentración como gramos de soluto por 100 mL de solución.
- Con este sistema, una solución de glucosa al 10.0% (m/v) se prepara disolviendo 10.0 g de glucosa en agua, diluyendo a 100 mL, y mezclando.

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

- Calcule el % (m/v) de una solución que se prepara disolviendo 22.0 g de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) en etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) para dar 100 mL de solución.

$$\% \text{ (m/v)} = \frac{22\text{mL metanol}}{100\text{mL solución}} \times 100\% = 22.0 \% \text{ (m/v)}$$

- Calcule el % (m/v) de una solución que se prepara disolviendo 4.20 g de NaCl en agua para dar 12.5 mL de solución.



# Partes por millón (ppm)

- Son las partes de masa de soluto por un millón de partes de masa de solución.
- Esta concentración se utiliza para soluciones muy diluidas como en el análisis de agua o preparaciones biológicas.

- En estas soluciones, su densidad es muy cercana a la del agua y se supone que la densidad de la solución es de 1.00 g/mL.
- Por ello, se puede hacer la simplificación a mg soluto/Litro de solución.

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 1,000,000 = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

- Una muestra de agua contiene 3.5 mg de iones fluoruro ( $F^{-1}$ ) en 825 mL de solución. Calcule las partes por millón del ion fluoruro en la muestra.

$$\frac{3.5 \text{ mg } F^{-}}{825 \text{ mL soln.} \times \frac{1 \text{ Lt soln.}}{1000 \text{ mL soln.}}} = 4.2 \text{ ppm}$$

- Una muestra de agua contiene 0.0075 mg de plomo ( $Pb^{+2}$ ) en 500 mL de solución. Calcule las ppm de plomo en esta muestra

- Calcule los mg de fluoruro ( $F^{-1}$ ) que hay en una muestra de 1.25 L de solución que tiene 4.0 ppm de ion fluoruro.

$$1.25 \text{ L soln.} \times \frac{4.0 \text{ mg } F^{-1}}{1.0 \text{ L sol.}} = 5.0 \text{ mg } F^{-1}$$

- Aplicando la fórmula :

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{L de solución}}$$

$$4.0 = \frac{X}{1.25 \text{ L}} \quad \quad X = 5.0 \text{ mg } F^{-}$$

- Calcule los mg de hierro ( $Fe^{+2}$ ) que hay en una muestra de 0.75 L de solución que tiene 2.5 ppm de ion hierro



# Molaridad (M)

- Es la cantidad de moles de soluto por *litro de solución*.

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

$$n = m/M$$

$$M = \frac{n}{V(L)} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{soluto}} \cdot V(L)}$$

- **M** = masa molecular o peso molecular (PM) del soluto. **V (L)** = volumen de la disolución expresado en litros



# Otra fórmula:



## Molaridad:

Es el número de moles de soluto disueltos por litro de solución. Se puede calcular fácilmente por medio de la siguiente fórmula:

$$M = \frac{a \times 1000}{PM \times V}$$

a = gramos de soluto

PM = peso molecular

V = volumen de la solución en mililitros

M = Molaridad

a=

PM=

V=

M=

Calcular

Borrar

- Calcule la molaridad de una solución preparada disolviendo 1.50 g de Nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) en 125 mL de solución.

$$M = \frac{1.50 \text{ g } \cancel{\text{NaNO}_3}}{125 \text{ mL } \cancel{\text{soln.}}} \times \frac{1000 \text{ mL } \cancel{\text{soln.}}}{1 \text{ L } \cancel{\text{soln.}}} \times \frac{1.00 \text{ mol } \cancel{\text{NaNO}_3}}{101.103 \text{ g } \cancel{\text{NaNO}_3}} = 0.119 \text{ M}$$

????

Calcule la molaridad de una solución preparada disolviendo 0.524 g de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) en 250 mL de solución.

Calcule cuantos gramos de hidróxido de potasio se necesitan para preparar 625 mL de solución de KOH 0.350 M.

$$625 \text{ mL soln.} \times \frac{0.350 \text{ mol KOH}}{1000 \text{ mL soln.}} \times \frac{56.106 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 12.3 \text{ g KOH}$$

Calcule cuantos gramos de bromuro de potasio se necesitan para preparar 500 mL de solución de KBr 0.125 M

- Calcule el volumen de una solución 0.525 M que se puede preparar con 11.5 g de carbonato de potasio ( $K_2CO_3$ ).

$$11.5 \cancel{\text{g sal}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol sal}}}{18.206 \cancel{\text{ g sal}}} \times \frac{1000 \text{ mL soln.}}{0.525 \cancel{\text{ mol sal}}} = 159 \text{ mL soln. sal}$$

Calcule el volumen de una solución 0.132 M que se puede preparar con 1.75 g de sulfuro de sodio ( $Na_2S$ ).

**¿Cuál es la molaridad de la disolución obtenida al disolver 12 g de NaCl en agua destilada hasta obtener 250 ml de disolución?**

Expresado en moles, los 12 g de NaCl son:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ moles NaCl}$$

La molaridad de la disolución es, pues:

$$M = \frac{0,2 \text{ moles}}{0,250 \text{ L}} = 0,8 \text{ M}$$

# Relación entre **M** con % en masa y densidad de disolución

$$\% = \frac{m_s}{m_{dn}} \cdot 100 = \frac{100 m_s}{V_{dn} \cdot d_{dn}}$$

Despejando  $V_{dn}$ :

$$V_{dn} = \frac{100 m_s}{\% \cdot d_{dn}}$$



Sustituyendo en la fórmula de la molaridad:

$$M = \frac{m_s}{M_s \cdot V_{dn}} = \frac{m_s \cdot \% \cdot d_{dn}}{M_s \cdot 100 m_s} = \frac{\% \cdot d_{dn}}{100 M_s}$$

¿Cuál será la molaridad de una disolución de  $\text{NH}_3$  al 15 % en masa y de densidad  $920 \text{ kg/m}^3$ ?

$920 \text{ kg/m}^3$  equivale a  $920 \text{ g/L}$

$$M = \frac{\% \cdot d_{\text{dn}}}{100 M} = \frac{15 \cdot 920 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{100 \cdot 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8,11 \text{ M}$$

# Porcentaje de pureza o Riqueza( $\eta$ )

- Las sustancias que se usan en el laboratorio suelen contener impurezas.
- Para preparar una disolución se necesita saber qué cantidad de soluto puro se añade.

- $$\eta = \frac{m_{\text{sustancia (pura)}}}{m_{\text{sustancia (comercial)}}} \cdot 100$$

- De donde

- $$m_{\text{sust. (comercial)}} = m_{\text{sust. (pura)}} \cdot \frac{100}{\eta}$$

¿Como prepararías 100 ml de una disolución 0,15 M de NaOH en agua a partir de NaOH comercial del 95 % de riqueza?



$$m = \text{Molaridad} \cdot M_{(\text{NaOH})} \cdot V$$

$$m = 0,15 \text{ mol/L} \cdot 40 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ L} = \underline{0,60 \text{ g de NaOH puro}}$$

Pero el NaOH es comercial (95%), luego de la expresión anterior \*:

$$m_{\text{NaOH}} (\text{comercial}) = m_{\text{NaOH}} (\text{pura}) \cdot \frac{100}{95} =$$

$$= 0,60 \text{ g} \cdot \frac{100}{95} = 0,63 \text{ g NaOH}$$

Preparar 250 cm<sup>3</sup> de una disolución de HCl 2 M, el frasco de HCl tiene las siguientes indicaciones: d=1,18 g/cm<sup>3</sup>; riqueza = 35 %  
¿Cuánto se debe medir del ácido comercial?

- $m = \text{Molaridad} \cdot M_{(\text{HCl})} \cdot V$   
 $m = 2 \text{ mol/L} \cdot 36,5 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ L} =$   
 $= 18,3 \text{ g de HCl puro que equivalen a}$
- $18,3 \text{ g} \cdot \frac{100}{35} = 52,3 \text{ g de HCl comercial}$
- $V = \frac{m}{d} = \frac{52,3 \text{ g}}{1,18 \text{ g/cm}^3} = 44,3 \text{ cm}^3$

# Normalidad

- La *concentración normal o normalidad* (N), se define como el número de equivalentes de soluto por litro de solución:

$$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

o a menudo se establece la forma más simple como

$$N = \frac{\text{equiv}}{L}$$

El *peso equivalente de un ácido* se define como la masa en gramos que producirá 1 mol de iones  $\text{H}^+$  en una reacción.

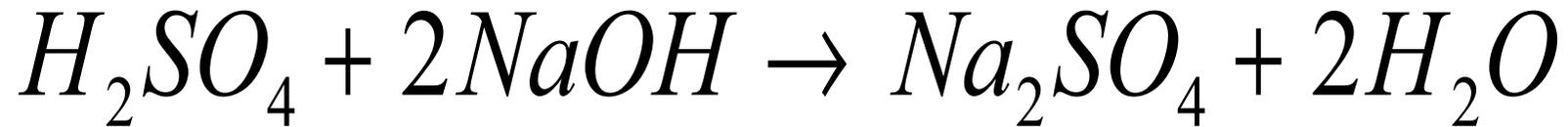
El *peso equivalente de una base* es la cantidad en gramos que proporcionará 1 mol de iones  $\text{OH}^-$ .

- Expresa el número de equivalentes de soluto por cada litro de disolución.

- $$\text{Normalidad} = \frac{\text{neq}}{V \text{ (L)}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{M_{\text{eq.soluto}} \cdot V \text{ (L)}}$$

$$N = \frac{m_{\text{soluto}} \cdot \text{val}}{M_{\text{soluto}} \cdot V \text{ (L)}} = \text{Molaridad} \cdot \text{val}$$

Por ejemplo, considere una reacción de  $H_2SO_4$  en la cual ambos iones  $H^+$  son remplazados como



En esta reacción 1 mol de  $H_2SO_4$  (98 g) contienen 2 moles de iones  $H^+$  y por lo tanto la cantidad necesaria para producir un mol de  $H^+$  será  $98 \text{ g} / 2 = 49 \text{ g}$ .

- Resumiendo, se puede decir que el peso equivalente de un ácido o una base es igual a:

$$p\text{-eq}_{\text{ácido o base}} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{\# \text{ de iones } OH^- \text{ ó } H^+ \text{ transferidos}}$$

- Calcular el peso equivalente de cada uno de los siguientes compuestos:

–H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en una reacción en la cual solamente es remplazado un ion H<sup>+</sup>.

$$p\text{-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{1} = \frac{98 \text{ g}}{1} = 98 \text{ g}$$

–Ca(OH)<sub>2</sub> en donde ambos iones OH<sup>-</sup> son remplazados.

$$p\text{-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{2} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

-HCl

$$p\text{-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{1} = \frac{36.45 \text{ g}}{1} = 36.45 \text{ g}$$

– El *peso equivalente* de una sal se calcula dividiendo el peso fórmula por la carga positiva total (o negativa, puesto que debe ser la misma).

- Calcular el peso equivalente de cada una de las siguientes sales:

–  $\text{AlCl}_3$

$$\text{p-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{3} = \frac{135.5 \text{ g}}{3} = 44.5 \text{ g}$$

–  $\text{CaSO}_4$

$$\text{p-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{2} = \frac{136 \text{ g}}{2} = 68.0 \text{ g}$$



$$p\text{-eq} = \frac{\text{peso fórmula en gramos}}{6} = \frac{342 \text{ g}}{6} = 57.0 \text{ g}$$

- Calcular la normalidad de una solución de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  que contiene 2.50 g de ácido en 135 mL de solución en reacciones que se rempazan los tres hidrógenos.

$$\frac{2.50 \text{ g } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}}{0.135 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ eq } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}}{32.7 \text{ g } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{0.566 \text{ eq } \text{H}_3\text{PO}_4}{\text{L soln.}} = 0.566 \text{ N}$$

- Calcular la normalidad de una solución de NaOH que contiene 3.75 g de hidróxido en 125 mL de solución.

- Calcular el número de gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  necesarios para preparar 225 mL de solución 0.150 N en reacciones en que se **reemplazan ambos hidrógenos.**

$$225 \text{ mL soln} \times \frac{1 \text{ L soln}}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{0.150 \text{ eq H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L soln}} \times \frac{49.0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ eq H}_2\text{SO}_4} = 1.65 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

- Calcular el número de gramos de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  necesarios para preparar 125 mL de solución 0.200 N en reacciones en que se **reemplazan los tres hidrógenos.**

# Molalidad

- La *concentración molar*, se abrevia como *m* y se define como el número de moles de soluto por kilogramo de solvente. Se expresa como:

$$\text{concentración molar} = m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de solvente}}$$

Calcular la concentración molal de una solución que contiene 18 g de NaOH en 100 mL de agua.

Puesto que la densidad del agua es 1 g/mL, 100 mL de agua = 100 g de agua.

$$\frac{18 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \times \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ Kg H}_2\text{O}} = 4.5 \frac{\text{mol NaOH}}{\text{Kg H}_2\text{O}} = 4.5 \text{ m}$$

- Calcular la concentración molal de una solución que contiene 175 g de alcohol etílico ( $C_2H_6O$ ) en 450 g de agua.

# Aplicación: cálculo de concentraciones

1. Una disolución contiene 8,5 g de  $\text{NaNO}_3$  por cada 500 g de disolución. Calcule:
- a) el % m/m e interprete este valor obtenido.
  - b) la masa de soluto contenida en 100 g de disolución.
  - c) la masa de soluto contenida en 100 g de disolvente.

2. a) Calcule el porcentaje m / m de una solución formada por 30,0 g de soluto y 170 g de solvente.
- b) ¿Cuál es la masa de la solución?

3.-Se mezclan 5,00 g de ácido Clorhídrico (HCl), (M.M = 36,5 g/mol) con 35,00g de agua,formándose una disolución cuya densidad a 20°C es de 1,060 g/cm<sup>3</sup>. Calcule:

- a) El tanto por ciento en masa.
- b) La concentración en gramos por litro
- c) La Molaridad. Interpreta el valor obtenido
- d) ¿Qué volumen de ésta disolución contiene 3,89 g de HCl? ¿Cuál es la masa de agua?

4.-a) ¿Cuál será la masa de un soluto en 200 ml de una disolución de concentración 12,0 g/L ?

b) ¿Cuál es la concentración molar de ésta disolución?

Dato:  $M.M_{\text{solute}} = 56,7 \text{ g/mol}$  .

5.-a) ¿Cuántos gramos de  $\text{NiCl}_2$  se necesitan para preparar 250 mL de una Solución 0.3 M?  
¿Cómo procedes experimentalmente para preparar esta disolución?  
( $M.M = 129,7 \text{ g/mol}$ )

b) ¿Cuántos mL de esta disolución ,contienen  $1,3 \times 10^{-3}$  moles de  $\text{NiCl}_2$ ?

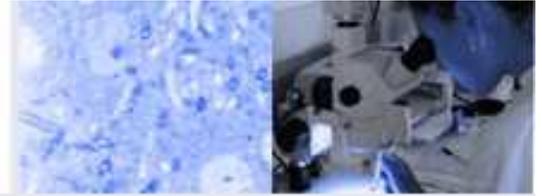
6.-a) ¿Cuál es la N y la M de una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 13,0% en masa, cuya densidad de la solución es 1,090 g/mL?

b) A qué volumen deben diluirse 100 mL de de ácido para preparar una solución 1,50 N?

7.-Una solución contiene 3,30 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>\*10H<sub>2</sub>O en cada 15 mL de solución. Determine la M y la N.

8.- Con cuántos mL de HAc 3,10 N reaccionarán 25,0 mL del carbonato de sodio de acuerdo a la ecuación:  $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

9.- Con cuántos mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3,10 N reaccionarán 25,0 mL de carbonato?



gracias por su atención

[santacruzcm@yahoo.es.](mailto:santacruzcm@yahoo.es)

