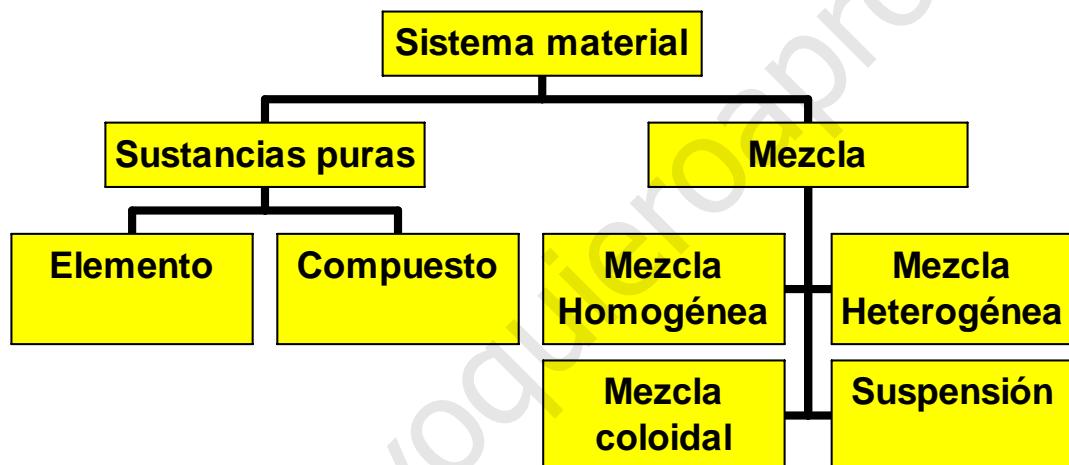


DISOLUCIONES

CONTENIDOS

- 1.- Sistemas materiales.
- 2.- Disoluciones. Componentes. Clasificaciones.
- 3.- Concentración de una disolución
 - 3.1. En g/l (repaso).
 - 3.2. % en masa (repaso).
 - 3.3. % en masa/volumen.
 - 3.4. **Molaridad.**
 - 3.5. Fracción molar
- 4.- Preparación de una disolución.
- 5.- Fenómeno de la disolución.
- 6.- Solubilidad.
- 7.- Propiedades coligativas de las disoluciones (cuantitativamente).

SISTEMAS MATERIALES



DISOLUCIÓN (CONCEPTO)

Es una mezcla homogénea de dos o más 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

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

CLASIFICACIÓN DE DISOLUCIONES

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

Según el número de componentes.

- Binarias
- Ternarias.
- ...

Según estado físico de soluto y disolvente.

Soluto	Disolvente	Ejemplo
Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Niebla
Sólido	Gas	Humo
Gas	Líquido	CO ₂ en agua
Líquido	Líquido	Petróleo
Sólido	Líquido	Azúcar-agua
Gas	Sólido	H ₂ -platino
Líquido	Sólido	Hg - cobre
Sólido	Sólido	Aleacciones

Según la proporción de los componentes.

- **Diluidas.** Tienen poca cantidad de soluto.
- **Concentradas.** Tienen bastante cantidad de soluto.
- **Saturadas.** No admiten mayor concentración de soluto.

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

CONCENTRACIÓN (FORMAS DE EXPRESARLA)

- gramos/litro
- Tanto por ciento en masa.
- Tanto por ciento en masa-volumen.
- Molaridad.
- Normalidad (ya no se usa).
- Fracción molar.
- Molalidad (se usa sólo para propiedades coligativas).

Concentración en gramos/litro.

Expresa la masa en gramos de soluto por cada litro de disolución.

$$conc\left(\frac{g}{l}\right) = \frac{m_{\text{sóluto}}(g)}{V_{\text{disolución}}(l)}$$

Tanto por ciento en masa.

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

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{sóluto}}}{m_{\text{disolución}}} \times 100 = \frac{m_{\text{sóluto}}}{m_{\text{sóluto}} + m_{\text{disolvente}}} \times 100$$

Tanto por ciento en masa-volumen.

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

$$\% \left(\frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \right) = \frac{m_{\text{sóluto}}(g)}{V_{\text{disolución}}(dl)}$$

Molaridad.

Expresa el número de moles de soluto por cada litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{sóluto}}(\text{mol})}{V_{\text{disolución}}(l)} = \frac{m_{\text{sóluto}}(g)}{M_{\text{sóluto}} \times V_{\text{disolución}}(l)}$$

Ejemplo:

¿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: $n = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ g}}{58,44 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 0,205 \text{ mol}$

La molaridad de la disolución es, pues:

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{sóluto}}(\text{mol})}{V_{\text{disolución}}(l)} = \frac{0,205 \text{ mol}}{0,250 \text{ l}} = 0,821 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = \mathbf{0,821 \text{ M}}$$

Relación entre la Molaridad y % en masa y densidad de disolución

Sabemos que: $\% \text{ masa} = \frac{m_s}{m_{dn}} \times 100 = \frac{100 m_s}{V_{dn} \times d_{dn}}$ $\Rightarrow V_{dn} = \frac{100 m_s}{\% \times d_{dn}}$

Sustituyendo en la fórmula de la molaridad:

$$\text{Molaridad} = \frac{m_s}{M_s \times V_{dn}} = \frac{m_s \times \% \times d_{dn}}{M_s \times 100 m_s} = \frac{\% \times d_{dn}}{100 M_s}$$

Ejercicio A:

¿Cuál será la molaridad de una disolución de NH_3 al 15 % en masa y de densidad 920 kg/m³? 

Riqueza (η)

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.

$$\eta = \frac{m_{\text{sustancia}}(\text{pura})}{m_{\text{sustancia}}(\text{comercial})} \times 100 \Rightarrow m_{\text{sustancia}}(\text{comercial}) = m_{\text{sustancia}}(\text{pura}) \times \frac{100}{\eta}$$

Ejemplo:

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

$$m = \text{Molar} \times M_{(\text{NaOH})} \times V = 0,15 \text{ mol} \times 1 \text{ L} \times 40 \text{ g/mol} \times 0,1 \text{ L} = 0,60 \text{ g de NaOH puro}$$

$$m_{\text{NaOH}}(\text{comercial}) = m_{\text{NaOH}}(\text{pura}) \times \frac{100}{\eta} = 0,60 \text{ g} \times \frac{100}{95} = \boxed{0,63 \text{ g de NaOH comercial}}$$

Ejercicio B:

Qué volumen de ácido clorhídrico deberás medir con la probeta para preparar 250 cm³ de una disolución de HCl 2 M, sabiendo que el frasco de HCl tiene las siguientes indicaciones: $d = 1,18 \text{ g/cm}^3$; riqueza = 35 %. 

Fracción molar (χ)

Expresa el cociente entre el nº de moles de un soluto en relación con el nº de moles total (sóluto más disolvente).

$$\chi_{\text{sóluto}} = \frac{n_{\text{sóluto}}}{n_{\text{disolución}}} = \frac{n_{\text{sóluto}}}{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}}$$

$$\text{Igualmente: } \chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}}$$

$$\chi_{\text{sóluto}} + \chi_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{sóluto}}}{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}} + \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}} = \frac{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{sóluto}} + n_{\text{disolvente}}} = 1$$

Si hubiera más de un soluto siempre ocurrirá que la suma de todas las fracciones molares de todas las especies en disolución dará como resultado “1”. De hecho para las fracciones molares es indistinto cuál se considere soluto o disolvente. Simplemente basta tener en cuenta que:

$$\chi_{\text{sustancia}} = \frac{n_{\text{sustancia}}}{n_{\text{total}}}$$

Ejemplo:

Calcular la fracción molar de CH_4 y de C_2H_6 en una mezcla de 4 g de CH_4 y 6 g de C_2H_6 y comprobar que la suma de ambas es la unidad.

$$n(\text{CH}_4) = \frac{4 \text{ g}}{16 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 0,25 \text{ mol} ; \quad n(\text{C}_2\text{H}_6) = \frac{6 \text{ g}}{30 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}} = 0,20 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_2\text{H}_6}} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,25 \text{ mol} + 0,20 \text{ mol}} = \boxed{0,56}$$

$$\chi_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6}}{n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_2\text{H}_6}} = \frac{0,20 \text{ mol}}{0,25 \text{ mol} + 0,20 \text{ mol}} = \boxed{0,44}$$

$$\chi(\text{CH}_4) + \chi(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,56 + 0,44 = 1$$

SOLUBILIDAD

Es la **máxima cantidad de soluto** que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente.

La solubilidad varía con la temperatura (curvas de solubilidad). Normalmente, se mide la cantidad de soluto que es capaz de disolverse en 100 g de disolvente.

Como se ve en la gráfica, la solubilidad no aumenta siempre con la temperatura, ni varía de manera lineal.

PROPIEDADES COLIGATIVAS ②

Las disoluciones tienen diferentes propiedades que los disolventes puros.

Es lógico pensar que cuánto más concentradas estén las disoluciones mayor diferirán las propiedades de éstas de las de los disolventes puros.

Se llaman propiedades coligativas a aquellas que varían en función de la cantidad de soluto que se disuelva en una disolución.

Son las siguientes:

- Disminución de la presión de vapor.

- Aumento de temperatura de ebullición.
- Disminución de la temperatura de fusión.
- Presión osmótica (presión hidrostática necesaria para detener el flujo de disolvente puro a través de una membrana semipermeable).

Presión osmótica ②

