



Universidad Central de Venezuela  
Facultad de ciencias  
Escuela de química



Problemas resueltos de propiedades  
coligativas.

# 1. Establecer el concepto de propiedades aditivas, constitutivas y coligativas.

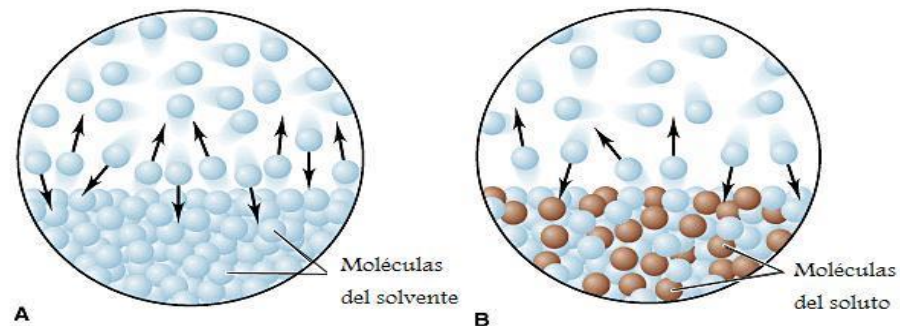
- ▶ Propiedades aditivas: las propiedades son aditivas cuando son iguales a la suma de los valores aislados de sus componentes
- ▶ Propiedades constitutivas: una propiedad es constitutiva si dependen en cada sustancia de la posición relativa en la molécula de ciertos grupos de átomos.
- ▶ Propiedades coligativas: representan las propiedades de las soluciones que dependen primariamente de las concentraciones de partículas de soluto y no de la naturaleza de las partículas.

## 2. Definir la ley de Raoult. ¿Qué son disoluciones ideales?

- ▶ *Raoult formuló que la presión de vapor del disolvente en la disolución es igual a la presión de vapor del disolvente puro multiplicada por la fracción molar del disolvente.*

$$P = P_0 \times X_1.$$

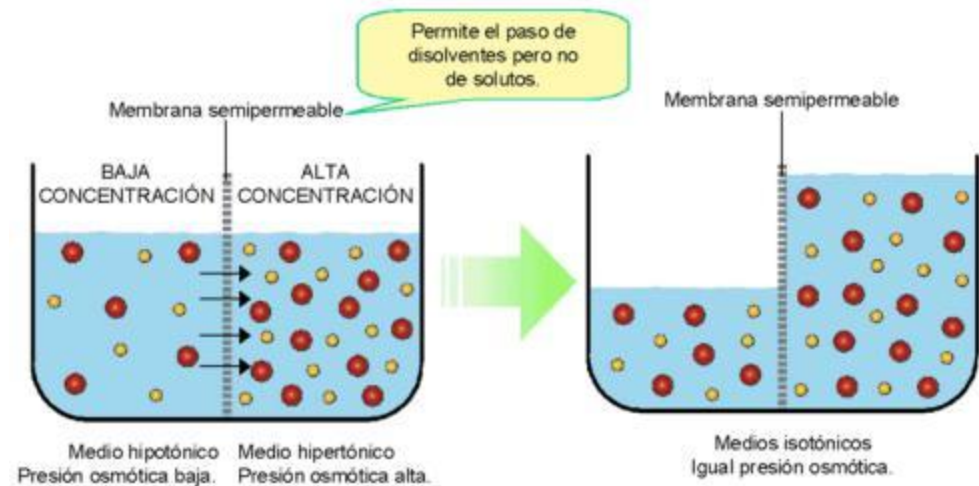
- ▶ *Las disoluciones que cumplen con la ley de Raoult se conocen como disoluciones ideales y en general, a medida que disminuya la concentración de una disolución se acerca más al comportamiento ideal.*



$$p_1 = X_1 p_1^0 \quad \text{ó} \quad \Delta p = X_2 p_1^0$$

### 3. Definir presión osmótica.

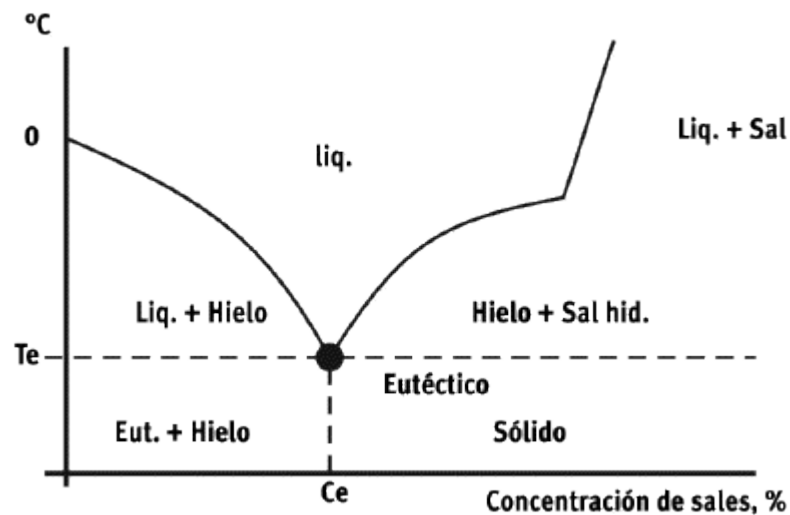
- ▶ *El proceso de osmosis diluye una solución y aumenta su volumen si el nivel de la misma se eleva respecto al del disolvente se produce una presión hidrostática que intensifica la tendencia de las moléculas del disolvente en la disolución en pasar hacia el disolvente puro por lo cual, puede llegar un momento en que ambos flujos de moléculas de disolvente sean iguales estableciéndose, como consecuencia, un estado de equilibrio. Esta condición de equilibrio puede alcanzarse inicialmente si se aplica sobre la disolución una presión adecuada una presión adecuada que iguale el flujo del disolvente en ambos sentidos; esta presión recibe el nombre de presión osmótica.*



El disolvente atraviesa la membrana hasta igualar las concentraciones en ambos lados.

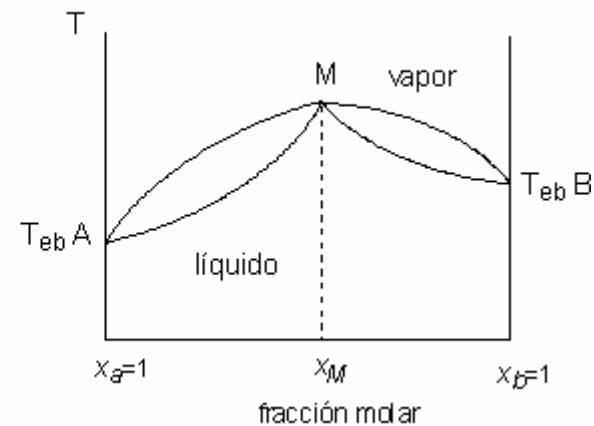
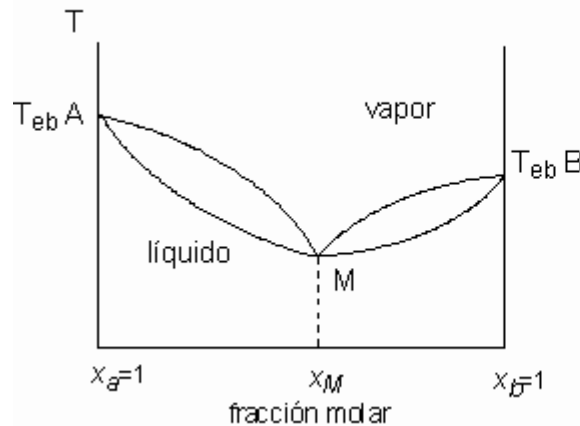
## 4. ¿Qué es un punto eutéctico?

- ▶ *Un punto eutéctico se define como la máxima temperatura a la que puede producirse la solidificación o cristalización de dos componentes.*



## 5. ¿En qué consiste una mezcla azeotrópica?

- ▶ *Una mezcla azeotrópica se considera cuando se tiene un líquido de composición total, el cual al empezar a ebullición contiene mayor composición de una de sus componentes (B), que al ir extrayéndose vapor del mismo de forma progresiva comienza a adquirir composición del otro componente (A) presente. Esto ocasiona el aumento en el punto de ebullición al máximo y da lugar a la evaporación sin cambio en la composición de la mezcla.*





## 6. Calcular la presión osmótica a 30°C de una disolución de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ , al 5% cuya densidad es 1,017g/mL El valor encontrado es 4,2 atm.

1. Calcular los gramos puros de sacarosa:

Datos.  
 $T = 30^{\circ}C$ .  
 % Pureza = 5%  
 $\rho_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 1,017 \text{ g/mL}$

$$T (K) = 30^{\circ}C + 273,15 = 303,15 \text{ K} \downarrow$$

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow \rho \cdot V = m \text{ impura.}$$

$$1,017 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1017 \text{ g impuros} \downarrow$$

$\rho$ : densidad (g/mL).  
 $m$ : masa (g).  
 $V$ : volumen (mL).  
 $\pi$ : presión osmótica (atm).  
 $M$ : molaridad (mol/L)  
 $R$ : constante (0,082 atm.L/K. mol)  
 $T$ : temperatura (K).

$$\frac{\% \text{ Pureza} \cdot \text{g impuros}}{100 \%} = \text{g puros.} \rightarrow \frac{5\% \cdot 1017 \text{ g}}{100\%} = 50,85 \text{ g puros} \downarrow$$

2. Con los gramos puros calculamos la molaridad:

$$M = \frac{50,85 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = 0,15 \text{ M} \downarrow$$

3. Con la formula de Van `t Hoff calculamos la presión osmótica:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \rightarrow \pi = \frac{0,15 \text{ M} \cdot 0,082 \text{ L. atm.} \cdot 303,15 \text{ K.}}{\text{K. mol}}$$

$$\pi = 3,7 \text{ atm} \approx 4 \text{ atm} \downarrow$$

7. Suponiendo comportamiento ideal, calcular la presión de vapor de la siguiente solución a 40°C. La presión de vapor a esa temperatura es 55,32mmHg.



8. A 50°C la presión de vapor de una disolución de sacarosa en agua al 20% es 91,41 mmHg y la del agua pura 92,51 mmHg. Halle el peso molecular la sacarosa.

Datos.

$$\% \text{ Puraza} = 20\%$$
$$P = 91,41 \text{ mmHg}$$
$$P^{\circ} = 92,51 \text{ mmHg}$$
$$P_{\text{sacarosa}} = ?$$

Sabemos que la fracción molar de la sacarosa es, el numero de moles de sacarosa entre el numero de moles totales (moles de sacarosa + moles de agua)

$$X_{\text{sacarosa}} = \frac{n_{\text{sacarosa}}}{n_{\text{Totales}}}$$
$$X_{\text{sacarosa}} = \frac{n_{\text{sacarosa}}}{n_{\text{sacarosa}} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

También sabemos que la presión de la sacarosa es igual a la fracción molar de la sacarosa por la presión parcial de la misma.

$$P_{\text{sacarosa}} = X_{\text{sacarosa}} \cdot P^{\circ}$$

Para determinar el peso molecular de la sacarosa es indispensable hacer un despeje en función del numero de moles de sacarosa. En Este caso como tenemos la presión parcial del agua y la presión de la misma, haremos el despeje en función del agua:

Determinamos la fracción molar del agua:

$$X_{H_2O} = \frac{P_{H_2O}}{P^{\circ}} \rightarrow X_{H_2O} = \frac{91,41 \text{ mmHg}}{92,51 \text{ mmHg}} = 0,988$$

Con la formula de fracción molar, determinamos el número de moles de sacarosa:

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_s + n_{H_2O}}$$

Despejamos  $n_s$  (moles de sacarosa):

$$\begin{aligned} X_{H_2O} \cdot n_s + X_{H_2O} \cdot n_{H_2O} &= n_{H_2O} \\ X_{H_2O} \cdot n_s &= n_{H_2O} - X_{H_2O} \cdot n_{H_2O} \\ - \text{Sacamos factor común de } n_{H_2O} & \\ X_{H_2O} \cdot n_s &= n_{H_2O} \cdot (1 - X_{H_2O}) \\ n_s &= \frac{n_{H_2O} \cdot (1 - X_{H_2O})}{X_{H_2O}} \end{aligned}$$

Con el %P/P obtenemos los gramos de sacarosa en función del agua, el cual corresponde a un 100%:

$$\% P/P = \frac{20 \text{ g Sacarosa}}{80 \text{ g H}_2\text{O}}$$

20 g de sacarosa restan 80 gramos de agua.

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{80 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 4,44 \text{ mol} \downarrow$$

Así podemos obtener el número de moles de agua, el cual corresponde a los gramos obtenidos sobre su peso molecular.

Determinamos con los datos obtenidos el número de moles de sacarosa:

$$n_s = \frac{4,44 \text{ mol} \cdot (1 - 0,988)}{0,988} = 0,0539 \text{ mol} = 5,39 \times 10^{-2} \text{ mol} \downarrow$$

Por último, calculamos el peso molecular de la sacarosa:

$$\eta_s = \frac{g_s}{P_{H_2O}} \rightarrow P_{H_2O} = \frac{g_s}{\eta_s} = \frac{209}{0,0539 \text{ mol}} = 370 \text{ g/mol}$$

Nota: El peso molecular de la sacarosa es de 342 g/mol, por lo que es importante mencionar que para este ejercicio se realizaron aproximaciones, por lo que el valor obtenido fue superior al valor real.

$n_s$ : número de moles de sacarosa (mol).

$n_{H_2O}$ : número de moles de agua (mol).

$X_s$ : fracción molar de la sacarosa.

$X_{H_2O}$ : fracción molar del agua.

$P_{H_2O}$ : peso molecular de la sacarosa.

$P_s$ : presión de sacarosa.(mmHg)

$P^{\circ}_s$ : presión parcial de la sacarosa. (mmHg).

$P_{H_2O}$ : Presión de agua. (mmHg).

$P^{\circ}_{H_2O}$ : presión parcial del agua. (mmHg)



## 9. ¿Cuál será el punto de ebullición de una solución que contiene 3g de urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ en 250g de agua?

Datos.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 250 \text{ g}$$

$$m_{\text{urea}} = 3 \text{ g}$$

$$M_{\text{urea}} = 60 \text{ g/mol}$$

$$K_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal}$$

- Calculamos la molalidad.

$$m = \frac{\text{moles sto.}}{\text{Kg Solvente.}}$$

$K_e$ : constante de ebullición del agua.

$\Delta_e$ : punto de ebullición.

$m$ : molalidad (mol/Kg)

$$m_{\text{urea}} = 3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol} \downarrow \text{ urea.}$$

$$\text{Kg ste} = 250 \text{ g} \times \frac{10 \text{ Kg}}{10^3 \text{ g}} = 0,25 \text{ Kg} \downarrow \text{ H}_2\text{O.}$$

$$m = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,25 \text{ Kg}} = 0,2 \text{ molal} \downarrow$$

Por la ley de Raoult.

$$\Delta_e = m \times K_e.$$

$$\Delta_e = 0,2 \text{ molal} \times 0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal}$$

$$\Delta_e = 0,104 \text{ }^\circ\text{C} \downarrow$$



# 10. ¿Cuál será el punto de congelación de una solución que contiene 17,25g de ácido cítrico $C_6O_7H_8$ , disueltos en 250g de agua?

Datos.

$$m_{H_2O} = 250 \text{ g}$$

$$m_{C_6O_7H_8} = 17,25 \text{ g}$$

$$PM_{C_6O_7H_8} = 192 \text{ g/mol.}$$

$$K_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m.}$$

- Calculamos la molalidad.

$$m = \frac{\text{moles sto.}}{\text{Kg Solvente.}}$$

$K_c$ : constante de congelación del agua.

$\Delta c$ : punto de congelación.

$m$ : molalidad (mol/Kg)

$$\text{moles}_{C_6O_7H_8} = 17,25 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{192 \text{ g}} = 0,0898 \text{ mol} \downarrow$$

$$\text{Kg } H_2O = 250 \text{ g} \times \frac{10 \text{ Kg}}{10^3 \text{ g}} = 0,25 \text{ Kg} \downarrow$$

$$m = \frac{0,0898 \text{ mol}}{0,25 \text{ Kg}} = 0,36 \text{ molal} \downarrow$$

- Por la ley de Raoult. =

$$\Delta c = m \times K_c.$$

$$\Delta c = 0,36 \text{ m} \cdot 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} = 0,67 \text{ }^\circ\text{C} \downarrow$$