SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.

PROPIEDADES COLIGATIVAS.

Son las propiedades de las disoluciones que no dependen del tipo de soluto, dependen solo de su concentración.

- **Ley de Raoult.**

$$\mathbf{P_{dión} = X_{dte} \cdot P_{dte.\ puro};\ P_{dión.} = \frac{\frac{masa_{dte.}}{masa_{molecular\ dte.}}}{\frac{masa_{dte.}}{masa_{molecular\ dte.}} + \frac{masa_{sol.}}{masa_{molecular\ sol.}}} \cdot P_{dte.\ puro}}$$

1. Al disolver 2 g. de cloruro de sodio en 100 g. de agua la presión de vapor de ésta pasa de 5,78 a 5,74 milímetros de mercurio. Calcula la masa molecular del cloruro.

VER VIDEO https://youtu.be/QBBsSKbsIho

$$P_{dión.} = X_{dte.} \cdot P_{dte.puro} = \frac{\frac{masa\ dte}{masa\ molecular\ dte.}}{\frac{masa\ dte}{masa\ molecular\ dte.} + \frac{masa\ sol}{masa\ molecular\ sol.}} \cdot P_{dte.puro.}$$

$$5{,}74 = \frac{\frac{100}{18}}{\frac{100}{18} + \frac{2}{x}} \cdot 5{,}78 \rightarrow x = 58{,}5\ \text{g./ml}$$

2. Hallar la presión de vapor a 35ºC de una disolución que contiene 30g. de NaOH. por cada 150 g. de dión. $P_{dte.\ puro}$ (40ºC) = 55 mm de Hg.

Tendremos 150 – 30 = 120 g. de dte.

$$X_{dte.} = \frac{\frac{120}{18}}{\frac{120}{18} + \frac{30}{40}} = 0.9$$

Según la fórmula $\mathbf{P_{dión} = X_{dte} \cdot P_{dte.puro}}$ tenemos: $P_{dión}$ = 49'5 mm de Hg.

2

3. Al disolver 20 g. de una sal en 130 g, de agua la presión de vapor pasa de 50 mm. Hg a 47'8 mm. Hg. Hallar la masa molecular de la sal.

$$P_{dión.} = \frac{\frac{masa_{dte.}}{masa_{molecular\ dte.}}}{\frac{masa_{dte.}}{masa_{molecular\ dte.}} + \frac{masa_{sol.}}{masa_{molecular\ sol.}}} \cdot P_{dte.\ puro} \rightarrow 47'8 = \frac{\frac{130}{18}}{\frac{130}{18} + \frac{20}{x}} \cdot 50 \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 60\ \frac{g.}{mol}$$

- **Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico.**

$$\Delta T = k_c \cdot m \begin{cases} \Delta T\text{: variación de temperatura de fusión.} \\ k_c\text{: cte. crioscópica.} \\ m\text{: molalidad} = \frac{moles_{soluto}}{Kg._{dte.}} \\ \text{Masa de soluto en gramos.} \end{cases} \rightarrow \Delta T = k_c \cdot \frac{\frac{masa_{sol.}}{M_{molec.sol.}}}{Kg._{dte.}}$$

$$\Delta T = k_e \cdot m \begin{cases} \Delta T\text{: variación de temperatura de ebullición.} \\ k_e\text{: cte. ebulloscópica.} \\ m\text{: molalidad} = \frac{moles_{soluto}}{Kg._{dte.}} \\ \text{Masa de soluto en gramos.} \end{cases} \rightarrow \Delta T = k_e \cdot \frac{\frac{masa_{sol.}}{M_{molec.sol.}}}{Kg._{dte.}}$$

$$M_{molec.sol.} = \frac{k_c \cdot masa_{sol.}}{\Delta T \cdot Kg._{dte.}}$$

4. ¿Qué cantidad de sal (NaCl) hay que añadir a 5 L. de agua para que la disolución congele a – 5'2 ºC. Kc = 1'86

VER VIDEO https://youtu.be/EaI10G8lN14

$$\Delta T = \frac{\frac{g.\ sol.}{M_{molecular\ soluto}\ \cdot}}{Kg.\ dte.} . K_c \rightarrow g.\ soluto = \frac{\Delta T \cdot Kg.\ dte. \cdot M_{molecular\ soluto}}{K_c} = 817'74 g.$$

5. Un radiador de coche se llena con tres litros de agua y dos de etilenglicol ($CH_2OH - CH_2OH$). ¿Hasta qué temperatura se puede enfriar el radiador sin que se congele? $D_{ETILENGLICOL}$ = 1,11 g/mL., Kc = 1,86.

VER VIDEO https://youtu.be/cQ4tjMDAtyI

$$\Delta T = \frac{\frac{g.\ soluto}{M\ molecular\ soluto}}{Kg.\ dte.} . K_c = 22.2 \rightarrow a - 22{,}2\ ºC.$$

6. Determinar la temperatura de fusión y de ebullición de una disolución de 30g. de NaCl en 70g. de agua. $K_c(H_2O)$ = 1'86 $\frac{Kg.ºC}{mol}$ y $K_b(H_2O)$ = 0'52 $\frac{Kg.ºC}{mol}$

3

$$T = k_c \cdot \frac{\frac{masa_{sol.}}{M_{molec.sol.}}}{Kg._{dte.}} = \frac{\frac{30}{58.5}}{0.07} \cdot 1.86 = 13.63 \rightarrow T_{fusión} = -13.63\ ºC.$$

$$T = k_e \cdot \frac{\frac{masa_{sol.}}{M_{molec.sol.}}}{Kg._{dte.}} = \frac{\frac{30}{58.5}}{0.07} \cdot 0.52 = 3.81 \rightarrow T_{ebullición} = 103.81\ ºC.$$

7. Calcular la masa molecular de una sal sabiendo que al disolver 40g. de la misma en 150g. de agua se obtiene una disolución que hierve a 102'37 ºC. $k_b(H_2O) = 0'52\ \frac{Kg.ºC}{mol}$

$$M_{molec.sol.} = \frac{k_c \cdot masa_{sol.}}{\Delta T \cdot Kg._{dte.}} = \frac{0.52 \cdot 40}{2.37 \cdot 0.15} = 58.5\ \frac{g}{mol}.$$

- **Presión osmótica.**

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \pi = M \cdot R \cdot T, \begin{cases} \pi: \textbf{presión osmótica. (atm.)} \\ V: \textbf{volumen (litros)} \\ R: 0.082\ \frac{atm. \cdot L.}{mol \cdot K.} \\ T: \textbf{temperatura. (K)} \\ M: \textbf{molaridad.}\ (\frac{mol}{L}.) \end{cases}$$

8. Hallar la presión osmótica a 35ºC de una disolución de NaOH del 35% en peso y d = 1'09g/L.

Calculamos la molaridad.

$$M = \frac{moles_{sol.}}{L_{dión.}} = \frac{35\ g_{sol.}}{100\ g_{dión.}} \cdot \frac{1\ mol_{sol.}}{40\ g_{sol.}} \frac{1.09\ g_{dión.}}{1\ mL._{dión.}} \cdot \frac{1000\ mL.}{1\ L.} = 9.54\ M.$$

$\pi = M \cdot R \cdot T$; $\pi = 9'54 \cdot 0'082 \cdot (273 + 35) = 240'94$ atm.

9. Calcular la masa molecular de un soluto sabiendo que la presión osmótica de una disolución de 3 g. en 2 L. a 25 ºC es 0,61 atm.

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \pi \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{\pi \cdot V} = \frac{3 \cdot 0{,}082 \cdot (25 + 273)}{0{,}61 \cdot 2} =$$

$$= 60\ \frac{g}{mol}.$$