

Guía N°8: Propiedades coligativas

8.1. El punto de ebullición del cloroformo (CHCl_3) es $61,7^\circ\text{C}$. En una disolución de $0,402\text{ g}$ de naftaleno (C_{10}H_8) en $26,6\text{ g}$ de cloroformo, el punto de ebullición se eleva en $0,455^\circ\text{C}$. Determine la ΔH_{vap} del cloroformo.

R: $28,8\text{ kJ/mol}$

Masa molar (\overline{M}) del naftaleno: $128,3\text{ g/mol}$, del cloroformo: $119,4\text{ g/mol}$.

Lo primero que debe calcularse es la molalidad (m):

$$m = \frac{0,402\text{ g} \cdot 1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}}{128,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 26,6\text{ g}} = 0,118 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

y a partir de este dato,

$$K_b = \frac{\Delta T}{m} = \frac{0,455\text{ K}}{0,118 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}} = 3,863 \frac{\text{K} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}$$

El punto de ebullición normal del cloroformo son $61,7^\circ\text{C} = 334,85\text{ K}$. De aquí,

$$\Delta H_{\text{vap}} = \frac{\overline{M}_{\text{CHCl}_3} R T_0^2}{K_b} = \frac{119,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 334,85^2 \text{ K}^2}{3,863 \frac{\text{K} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot 1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}} \approx 28,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

8.2. Suponga que en 300 g de benceno se disuelven $6,0\text{ g}$ de una mezcla que contiene naftaleno (C_{10}H_8) y antraceno ($\text{C}_{14}\text{H}_{10}$). Cuando la disolución se enfría, empieza a congelar a una temperatura $0,70^\circ\text{C}$ por debajo del punto de congelación del benceno puro ($5,5^\circ\text{C}$). Calcule la composición de la mezcla, teniendo en cuenta que $K_f = 5,1 \frac{\text{K} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}$ para benceno.
R: $3,45\text{ g}$ de naftaleno y $2,55\text{ g}$ de antraceno.

Masa molar del antraceno: $178,2\text{ g/mol}$.

Primero, calculamos la molalidad de la mezcla: $m = \frac{\Delta T}{K_f} = \frac{0,7\text{ K}}{5,1 \frac{\text{K} \cdot \text{kg}}{\text{mol}}} = 0,137 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$

y por regla de tres, si son 300 g de benceno, los moles de mezcla son

$$n = \frac{0,137 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 300\text{ g}}{1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}} = 0,0411\text{ moles}$$

y son iguales a la suma de los moles de naftaleno y antraceno: $n_A + n_N = 0,0411$, y dividiendo cada número de moles por la masa molar, obtengo las masas de cada sustancia:

$$\frac{w_A}{178,2} + \frac{w_N}{128,3} = 0,0411$$

Pero en el enunciado se dice que la mezcla pesa 6 g , y de aquí $w_A + w_N = 6\text{ g}$, por lo tanto $w_A = 6 - w_N$, y reemplazando en la otra ecuación,

$$\frac{6 - w_N}{178,2} + \frac{w_N}{128,3} = 0,0411$$

y $w_N = 3,41\text{ g}$, $w_A = 2,59\text{ g}$.

8.3. El etilenglicol, $(\text{CH}_2\text{OH})_2$, se usa normalmente como anticongelante en radiadores de automóviles. Suponga que la mezcla con agua es ideal y grafique el punto de congelación de la mezcla como una función del porcentaje en volumen de glicol para 0, 20, 40, 60, 80 %. Las densidades para agua y glicol son 1,00 y 1,11 g/cm^3 . $\Delta H_{\text{fus, H}_2\text{O}} = 6009,5 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$. ¿Cuál debería ser la concentración mínima de glicol en un radiador que soporte -15°C ?

Masa molar del etilenglicol = 62,07 g/mol ; del agua = 18,02 g/mol .

La ecuación de referencia es: $\ln x = \frac{\Delta H}{T} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right)$

y hago una tabla donde calculo todas las magnitudes a partir del %v/v.

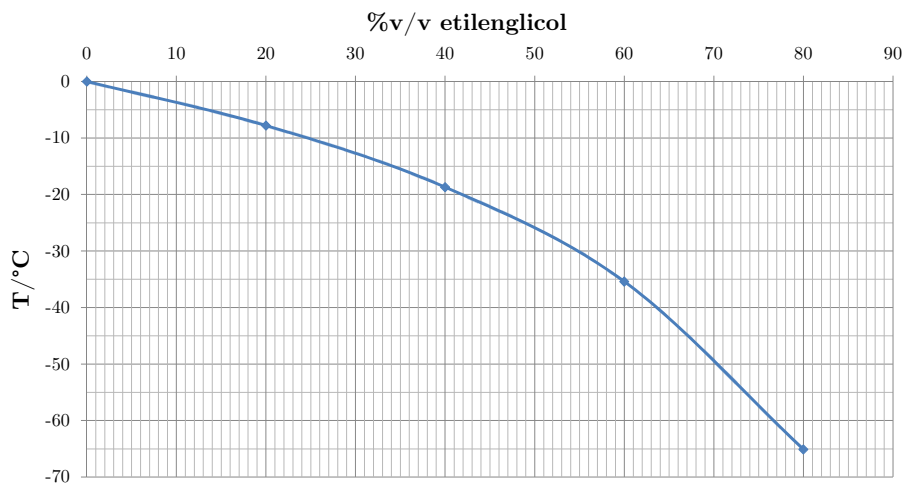
$$V_{\text{agua}} = 100 - V_{\text{eg}}$$

$$m(\text{masa}) = \rho \cdot V$$

$$n(\text{número de moles}) = m / \bar{M};$$

$$\frac{1}{T} = \frac{1}{T_0} - \frac{R}{\Delta H} \ln x$$

%v/v	$V_{\text{eg}}/\text{cm}^3$	$V_{\text{agua}}/\text{cm}^3$	m_{eg}/g	m_{agua}/g	n_{eg}	n_{agua}	x_1	T/K	$T/^\circ\text{C}$
0	0	100	0	100	0,0000	5,5494	1,0000	273,15	0,0
20	20	80	22,2	80	0,3577	4,4395	0,9254	265,38	-7,8
40	40	60	44,4	60	0,7153	3,3296	0,8232	254,44	-18,7
60	60	40	66,6	40	1,0730	2,2198	0,6741	237,73	-35,4
80	80	20	88,8	20	1,4306	1,1099	0,4369	208,04	-65,1



De mirar este gráfico, se observa que la temperatura de -15°C se logra con una concentración de aprox. 34 % v/v. Cualquier concentración superior evitará el congelamiento del agua si la temperatura desciende por debajo de los -15°C .

8.4. Para el CCl_4 , $K_b = 5,03 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}$ y $K_f = 31,8 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}$. Si 3,00 g de una sustancia desconocida disuelta en 100 g de CCl_4 producen un aumento en la temperatura de ebullición de 0,60 K, calcule la disminución de la temperatura de congelación, la disminución relativa de la presión de vapor, la presión osmótica a 25°C y la masa molar de la sustancia. La densidad del CCl_4 es 1,59 g/cm³ y su masa molar es 153,8 g/mol.

R: 3,8 K; 0,018; 4,60 atm; 252 g/mol

A partir del ascenso del punto de ebullición, calculo la molalidad: $m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{0,6 \text{ K}}{5,03 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}} = 0,119 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$

Con este dato, calculo $\Delta T_f = K_f \cdot m = 31,8 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,119 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \approx 3,8 \text{ K}$.

La disminución de la presión de vapor se calcula a partir de la ley de Raoult: $\Delta P = x_2 \cdot P^\circ$, y la disminución relativa es (según el profesor) $\frac{\Delta P}{P^\circ} = x_2$.

$$\text{Pero } x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_2}{\frac{n_1}{n_2} + 1}$$

$$\text{y la molalidad es igual a: } m = \frac{n_2}{w_1} = \frac{n_2}{n_1 \cdot \overline{M}_1}$$

Reemplazando, $\frac{n_1}{n_2} = \frac{1}{m \cdot \overline{M}_1}$ y finalmente,

$$x_2 = \frac{1}{\frac{1}{0,119 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 153,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,001 \frac{\text{kg}}{\text{g}}} + 1} \approx 0,0180$$

La presión osmótica puede calcularse con la aproximación $\Pi = cRT = \frac{n}{V}RT$. 100 g de CCl_4 son: $\frac{100 \text{ g}}{1,59 \text{ g/mL}} = 62,9 \text{ mL} = 0,0629 \text{ L}$, y la molalidad se convierte a molaridad:

$$c = \frac{0,119 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 100 \text{ g}}{0,0629 \text{ L} \cdot 1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}} = 0,189 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

con lo que $\Pi = cRT = 0,189 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 298 \text{ K} = 4,6 \text{ atm}$.

Habíamos dicho: $m = \frac{n_2}{w_1}$, luego $n_2 = m \cdot w_1$. Y sabemos que $n_2 = \frac{w_2}{\overline{M}_2}$, luego $\overline{M}_2 = \frac{w_2}{n_2}$. Reemplazando,

$$\overline{M}_2 = \frac{w_2}{m \cdot w_1} = \frac{3 \text{ g}}{0,119 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 100 \text{ g} \cdot 0,001 \frac{\text{kg}}{\text{g}}} = 252 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

8.5. Se preparan dos soluciones. Una contiene, a 25°C, 70,85 g de naftaleno en 100,0 g de benceno y la otra, a 35°C, 103,66 g de naftaleno también en 100,0 g de benceno. Suponga que la solución es ideal. Calcule ΔH_{fus} y T_{fus} para el naftaleno.

R: 19,1 kJ/mol; 80°C

Lo primero es calcular la fracción molar del soluto en cada solución:

$$\text{A } 25^\circ\text{C}, x_{25^\circ\text{C}} = \frac{n_N}{n_N + n_B} = \frac{\frac{70,85 \text{ g}}{128,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{70,85 \text{ g}}{128,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{100 \text{ g}}{78,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = 0,3013$$

$$\text{A } 35^\circ\text{C}, x_{35^\circ\text{C}} = \frac{n_N}{n_N + n_B} = \frac{\frac{103,66 \text{ g}}{128,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}}{\frac{103,66 \text{ g}}{128,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{100 \text{ g}}{78,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = 0,3869$$

La solubilidad se puede determinar por $\ln x_{\text{sto}} = -\frac{\Delta H_{\text{fus}}}{R} \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right)$

y si te fijas bien, esta ecuación no es igual a la ecuación que se da en clases, y a la utilizada en el problema 8.3. Esto es porque es un equilibrio de solubilidad (ver guía 9 para más detalles), algo conceptualmente distinto pero con un tratamiento termodinámico similar; de ahí que la ecuación resultante sea similar. En definitiva,

$$\ln x_{25^\circ\text{C}} = -\frac{\Delta H_{\text{fus}}}{R} \left(\frac{1}{298,15} - \frac{1}{T_0} \right) \quad ; \quad \ln x_{35^\circ\text{C}} = -\frac{\Delta H_{\text{fus}}}{R} \left(\frac{1}{308,15} - \frac{1}{T_0} \right)$$

Restando ambas ecuaciones, obtengo:

$$\ln \frac{0,3013}{0,3869} = -\frac{\Delta H_{\text{fus}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}}} \left(\frac{1}{298,15 \text{ K}} - \frac{1}{308,15 \text{ K}} \right)$$

$\Delta H_{\text{fus}} = 19,0 \text{ kJ/mol}$, y obtenido este dato, la temperatura de fusión se despeja de cualquiera de las dos ecuaciones: $353 \text{ K} = 80^\circ\text{C}$

8.6. Cuando se disuelve 1,00 g de urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, en 200 g de un disolvente A, el punto de congelación de la disolución disminuye $0,250^\circ\text{C}$. Cuando se disuelven 1,50 g de un soluto Y en 125 g del mismo disolvente A, el punto de congelación de la solución disminuye $0,200^\circ\text{C}$. Calcule: (a) la masa molar de Y; (b) ΔH_{fus} de A. El punto de congelación de A puro es 12°C y su masa molar es 200 g/mol .

R: (a) 180 g/mol (b) $45,02 \text{ kJ/mol}$.

Masa molar de la urea: 60 g/mol .

Sabemos que: $\Delta T_{\text{urea}} = K_f \cdot m_{\text{urea}}$ y que $\Delta T_Y = K_f \cdot m_Y$. Dividiendo las dos expresiones anteriores, obtengo:

$$\frac{\Delta T_{\text{urea}}}{\Delta T_Y} = \frac{m_{\text{urea}}}{m_Y}$$

Del enunciado del ejercicio, saco que:

$$\frac{\Delta T_{\text{urea}}}{\Delta T_Y} = \frac{0,25 \text{ K}}{0,20 \text{ K}}$$

Sabemos que $m = n_{\text{soluta}}/w_{\text{solv}}$ y que $n_{\text{soluta}} = w_{\text{soluta}}/\overline{M}_{\text{soluta}}$, luego $m = \frac{w_{\text{soluta}}}{w_{\text{solv}} \cdot \overline{M}_{\text{soluta}}}$

A partir de las molalidades puedo calcular la masa molar de Y. Por lo tanto, $\frac{\Delta T_{\text{urea}}}{\Delta T_Y} = \frac{\frac{w_{\text{urea}}}{w_{A_1} \cdot \overline{M}_{\text{urea}}}}{\frac{w_Y}{w_{A_2} \cdot \overline{M}_Y}}$

Reemplazando y reordenando llego a:

$$\overline{M}_Y = \frac{\Delta T_{\text{urea}} \cdot \overline{M}_{\text{urea}} \cdot w_{A_1} \cdot w_Y}{\Delta T_Y \cdot w_{\text{urea}} \cdot w_{A_2}} = \frac{0,25 \text{ K} \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 200 \text{ g} \cdot 1,5 \text{ g}}{0,2 \text{ K} \cdot 1 \text{ g} \cdot 125 \text{ g}} = 180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Asimismo, } K_f = \frac{\Delta T_{\text{urea}}}{w_{\text{urea}}} = \frac{0,25 \text{ K}}{1,00 \text{ g}} = 3 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}$$

$$\frac{\Delta T_{\text{urea}}}{w_{\text{urea}}} = \frac{0,25 \text{ K}}{200 \text{ g} \cdot 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,001 \frac{\text{kg}}{\text{g}}}$$

$$\text{Con estos datos } \Delta H_{\text{fus}} = \frac{\overline{M}_A R T_0^2}{K_f} = \frac{200 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 285^2 \text{ K}^2}{1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}} \cdot 3 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}} = 45,02 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

8.7. En una disolución acuosa de 0,300 mol/kg de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) la concentración de sacarosa es 0,282 mol/L a 20°C, la densidad del agua a 20°C es 0,998 g/cm³. Calcule la presión osmótica usando las relaciones: (a) $\Pi = -(RT/\overline{V}_A) \ln x_A$; (b) $\Pi = (RT/\overline{V}_A)x_B$; (c) $\Pi = (RT/\overline{V}_A)n_B/n_A$; (d) $\Pi = c_B RT$ (A = solvente; B = soluto). Discuta en cada caso el grado de aproximación.

R: 7,18 atm; 7,16 atm; 7,20 atm; 6,78 atm

El profesor resuelve este problema de una forma bien “elegante”, por así decirlo. Primero, a partir de la molalidad de la solución y amplificando por la masa molar del solvente A (agua), obtiene una relación entre los moles de B y de A, dato que se ocupará en la parte (c):

$$m = \frac{n_B}{w_A} = \frac{n_B \cdot \overline{M}_A}{w_A \cdot \overline{M}_A} = \frac{n_B}{n_A \cdot \overline{M}_A}$$

$$\frac{n_B}{n_A} = m \cdot \overline{M}_A = 0,300 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \cdot 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,001 \frac{\text{kg}}{\text{g}} = 5,406 \cdot 10^{-3}$$

A su vez,

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{1}{1 + \frac{n_B}{n_A}} = 0,9946$$

En todas las ecuaciones para describir la presión osmótica se hacen aproximaciones, y hasta la expresión más exacta, la primera de las enunciadas, tiene una (siempre considerando además una solución ideal):

(a) Asume el volumen constante al agregar el soluto (puedes revisar la deducción de esa expresión en algún libro). El volumen molar del agua es $\overline{V} = \overline{M}/\rho = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}/0,998 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 18,06 \text{ mL/mol} = 0,01806 \text{ L/mol}$ y con este dato entro a la expresión dada:

$$\Pi = -\frac{RT}{\overline{V}_A} \ln x_A = \frac{-0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}}{0,01806 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \ln 0,9946 = 7,21 \text{ atm}$$

(b) Aquí se considera que el desarrollo en serie de $\ln x_A = \ln(1 - x_B) \approx -x_B$.

$$\Pi = \frac{RT}{\overline{V}_A} x_B = \frac{0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}}{0,01806 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} (1 - 0,9946) = 7,19 \text{ atm}$$

(c) Aquí se considera que en una solución (ideal) diluida, $x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \approx \frac{n_B}{n_A}$

$$\Pi = \frac{RT}{\overline{V}_A} \frac{n_B}{n_A} = \frac{0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 293,15 \text{ K}}{0,01806 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \cdot 5,406 \cdot 10^{-3} = 7,20 \text{ atm}$$

(d) Esta ecuación se obtiene al aproximar el volumen de la solución al volumen del solvente (A), y simplificar:

$$\Pi = \frac{RT}{\overline{V}_A} \frac{n_B}{n_A} = \frac{RT}{\frac{V_A}{n_A}} \frac{n_B}{n_A} = \frac{n_B}{V_A} RT = c_B RT = 0,282 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 293,15 \text{ K} = 6,78 \text{ atm}$$

Esta ecuación, también conocida como *ley de van't Hoff*, es la más simple pero la menos exacta, y su exactitud depende del grado de dilución.

8.8. El fenol (C_6H_5OH) se encuentra dimerizado parcialmente en el disolvente bromoformo. Cuando 2,58 g de fenol se disuelven en 100 g de bromoformo, el punto de congelación del bromoformo disminuye en $2,37^\circ C$. El bromoformo puro congela a $8,3^\circ C$ y tiene $K_f = 14,1 \frac{K \cdot kg}{mol}$. Calcule la constante de equilibrio K_m (en términos de molalidades) para la dimerización del fenol en bromoformo a $6^\circ C$, suponiendo una solución ideal diluida.

R: 27,6

Masa molar del fenol: 94 g/mol.

Antes de disolver hay $2,58 \text{ g} / 94 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,0274$ moles de fenol, y la molalidad teórica o inicial es:

$$m_0 = \frac{w_{\text{fenol}}}{M_{\text{fenol}} \cdot w_{\text{CHBr}_3}} = 0,274 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

De acuerdo con la propiedad coligativa, se observa una molalidad efectiva de $m_{\text{ef}} = \Delta T / K_f = 2,37 \text{ K} / 14,1 \frac{K \cdot kg}{mol} = 0,168 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$.

El equilibrio de dimerización es: $2 C_6H_5OH \rightleftharpoons (C_6H_5OH)_2$
 $m_0 - 2x \qquad \qquad \qquad x$

y la molalidad efectiva es $m_{\text{ef}} = m_0 - 2x + x = m_0 - x$. Así, $x = m_0 - m_{\text{ef}} = 0,274 - 0,168 = 0,106$.

Del equilibrio anterior,

$$K_m = \frac{x}{(m_0 - 2x)^2} = \frac{0,106}{(0,274 - 2 \cdot 0,106)^2} = 27,6$$

8.9. Las siguientes soluciones acuosas de Na_2SO_4 experimentan los descensos de punto de congelación indicados:

$m / \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$	0,5	1,0	2,0
$T_{\text{cong}} / ^\circ C$	-2,71	-5,36	-10,57

(a) ¿Cuáles son los factores de van't Hoff y grado de disociación, en cada caso?

(b) Estime cuáles serían los puntos de congelación y presión osmótica, a $25^\circ C$, en soluciones 0,2 y 3,0 molal.

R: (a) 2,91; 2,88 y 2,84. (b) 1,1 y $-15^\circ C$, 14,4 atm y 193 atm

K_f para el agua = $1,86 \frac{K \cdot kg}{mol}$. Como el punto de congelación del agua es $0^\circ C$, los ΔT reales son los valores de la segunda fila de la tabla, pero sin el signo negativo. Como el Na_2SO_4 se disocia en tres iones (uno de sodio y dos de sulfato), $\nu = 3$. Entonces, sabiendo que $i = \frac{\Delta T}{K_f \cdot m}$ y que el grado de disociación es $\alpha = (i - 1) / (\nu - 1) = (i - 1) / (3 - 1) = \frac{1}{2}(i - 1)$

$$i_{0,5} = \frac{2,71 \text{ K}}{1,86 \frac{K \cdot kg}{mol} \cdot 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}} = 2,91; \quad \alpha = 0,957$$

$$i_{1,0} = \frac{5,36 \text{ K}}{1,86 \frac{K \cdot kg}{mol} \cdot 1,0 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}} = 2,88; \quad \alpha = 0,941$$

$$i_{2,0} = \frac{10,57 \text{ K}}{1,86 \frac{K \cdot kg}{mol} \cdot 2,0 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}} = 2,84; \quad \alpha = 0,920$$

Haciendo una regresión lineal para los valores de molalidad e i de van't Hoff, obtengo lo siguiente:

$$\begin{array}{l} x \text{ (molalidad)} \\ y \text{ (} i \text{ de van't Hoff)} \end{array} \begin{array}{ccc} 0,5 & 1 & 2 \\ 2,91 & 2,88 & 2,84 \end{array} \quad y = 2,93 - 0,0457x; r = -0,994$$

Extrapolando en esta ecuación, obtengo $i_{0,2} = 2,92$ e $i_{3,0} = 2,79$, y calculo lo pedido:

$$\Delta T_{0,2} = i \cdot K_f \cdot m = 2,92 \cdot 1,86 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 1,08 \text{ K, luego } T_{\text{cong}} = -1,08^\circ\text{C}$$

$$\Pi_{0,2} = icRT = 2,92 \cdot 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 298 \text{ K} = 14,3 \text{ atm}$$

$$\Delta T_{3,0} = i \cdot K_f \cdot m = 2,79 \cdot 1,86 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 3,0 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 15,6 \text{ K, luego } T_{\text{cong}} = -15,6^\circ\text{C}$$

$$\Pi_{3,0} = -\frac{RT}{\bar{V}_{\text{agua}}} \ln x_{\text{agua}} = \frac{-0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}}{0,01806 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} \ln \left(\frac{55,5}{3 + 55,5} \right) = 199 \text{ atm}$$

8.10. Una solución acuosa de cloruro de sodio a 25°C presenta una presión osmótica de 7,52 atm. ¿Cuál es el punto de congelación normal de esta solución? ¿Cuál es la presión de vapor del agua en la solución a 25°C? Suponer que el NaCl se disocia en un 100 %. Datos: $K_f(\text{agua}) = 1,86 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}}$; densidad de la solución salina a 25°C = 1,0053 g/cm³; presión de vapor del agua pura a 25°C = 23,77 torr; masa molar del NaCl = 58,44 g/mol.

R: -0,58°C, 23,64 torr

Dos formas para resolver este ejercicio: Se sabe que el NaCl se disocia en los iones Na⁺ y Cl⁻, por lo que se puede trabajar con el número de moles de NaCl e $i = 2$, o bien trabajar con el número total de iones Na⁺ y Cl⁻, y no usar i de van't Hoff. Yo usaré esta última forma.

Sabemos el dato de la presión osmótica; a partir de este dato calcularé las fracciones molares de solvente y soluto. Usaré la fórmula $\Pi = -(RT/\bar{V}_{\text{agua}}) \ln x_{\text{agua}}$, por lo tanto,

$$x_{\text{agua}} = e^{\left(\frac{-\bar{V}_{\text{agua}} \cdot \Pi}{R \cdot T} \right)} = e^{\left(\frac{-0,01802 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot 7,52 \text{ atm}}{0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}} \right)} = 0,99447$$

$$x_{\text{soluto}} = 1 - x_{\text{agua}} = 5,523 \cdot 10^{-3}$$

Para calcular el descenso crioscópico necesito convertir esta fracción molar en molalidad. Sé que en 1 kg de agua tengo $1000 \text{ g} / 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 55,5$ moles; por 1 kg tendré m moles de soluto (iones Na⁺ y Cl⁻), según la definición de fracción molar:

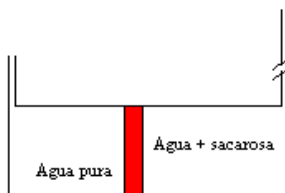
$$5,523 \cdot 10^{-3} = \frac{m}{m + 55,5}$$

Despejando, $m = 0,3085 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$; ésta es la molalidad de la solución. Ahora calculo lo pedido:

$$\Delta T_f = K_f \cdot m = 1,86 \frac{\text{K}\cdot\text{kg}}{\text{mol}} \cdot 0,3085 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,57 \text{ K; } T_{\text{cong}} = -0,57^\circ\text{C}$$

$$P_{\text{vap,soln}} = x_{\text{agua}} \cdot P_{\text{agua},25^\circ\text{C}} = 0,99447 \cdot 23,77 \text{ torr} = 23,64 \text{ torr}$$

8.11. Suponga que el depósito izquierdo de la figura contiene agua pura, mientras que el de la derecha contiene 1,0 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 100 g de agua a 25°C . Calcule la altura del líquido en el tubo capilar de la derecha cuando se alcanza el equilibrio. Suponer que el volumen en los capilares es despreciable en comparación al líquido en los depósitos.



Masa molar de la sacarosa: 392 g/mol.

1 g de sacarosa = $2,92 \cdot 10^{-3}$ moles. 100 g = 0,1 L de agua y la concentración molar es aproximadamente de $0,0292 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, asumiendo que el volumen no cambia al agregar el soluto. De aquí,

$$\Pi = cRT = 0,0292 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 298,15 \text{ K} = 0,714 \text{ atm} = 72387 \text{ Pa}$$

donde el factor de conversión es: 1 atm = 101325 Pa. Ahora,

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 1 \text{ kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot \frac{1}{\text{m}^2} = 1 \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2}$$

Y calculo la altura de la columna de acuerdo con la fórmula de la presión hidrostática: $P = \rho \cdot g \cdot h$ donde ρ es la densidad de la solución (aprox. $1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ kg/L}$), g es la aceleración de gravedad y h es la altura de la columna. Calculo, pues, h :

$$h = \frac{P}{\rho \cdot g} = \frac{72387 \frac{\text{kg}}{\text{m}\cdot\text{s}^2}}{9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \cdot 1 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot 1000 \frac{\text{L}}{\text{m}^3}} = 7,38 \text{ m}$$