

UNIDAD 6: PROPIEDADES COLIGATIVAS

Comisión Nro: 174

Turno de laboratorio: L8

Integrantes: Leandro Carreira, Christopher Mendoza

Objetivos:

- Obtener la constante crioscópica molal del agua a partir del descenso de la temperatura de fusión de soluciones de molalidad conocida
- Obtener el valor del factor de Van't Hoff para solutos iónicos

Introducción:

Las propiedades coligativas son propiedades de una solución, en general diluida, que dependen sólo de la naturaleza del solvente y del número de partículas disueltas y no de la identidad química, por ejemplo el descenso relativo de la presión de vapor de un solvente al agregar un soluto no volátil.

La energía molar de Gibbs de un solvente cambia cuando este contiene un soluto disuelto, lo cual altera las curvas de coexistencia en el diagrama de fases. Debido al aumento de entropía de la solución con respecto al solvente puro, el solvente tendrá una menor energía molar de Gibbs en el proceso de disolución y, en consecuencia, tendrá menor tendencia a evaporarse que el solvente puro. Por lo tanto la presión de vapor de la solución siempre es menor a la del solvente puro. Al enfriar la solución, el aumento de entropía de la solución causa que la curva de coexistencia sólido-líquido se mueva a menores temperaturas y origina el descenso crioscópico que significa la disminución de la temperatura de fusión. Las diferencias de temperatura correspondientes, para soluciones ideales y diluidas, están dadas por la (Ecuación 1).

$$\Delta T_c = k_c m \quad (\text{Ecuación 1})$$

Donde m es la molalidad de las partículas en solución y k_c es la constante crioscópica.

Las propiedades coligativas dependen del número de partículas disueltas en un líquido. Por ello, debe tenerse en cuenta que si la disolución del soluto genera más de una especie ya que la magnitud crioscópica aumentará proporcionalmente. Este efecto se cuantifica en la (Ecuación 2) incluyendo el factor de Van't Hoff (i).

$$\Delta T_c = i m k_c \quad (\text{Ecuación 2})$$

Procedimiento experimental:

Materiales

- Termómetro graduado cada 0,1 °C
- Tubo de crioscopia
- Taza térmica
- Hielo granizado
- Sal gruesa común
- Soluciones acuosas de: Etanol, Glicerol, KCl

Se comenzó calibrando el termómetro midiendo la temperatura de fusión del agua a 0 °C. Se preparó un baño refrigerante en la taza térmica con sal y hielo en una proporción tal que la mezcla llega a una temperatura aproximada de -20 °C. Se sumergió el tubo de crioscopia junto con el termómetro y 15 ml de agua destilada en el baño refrigerante y se registró la temperatura hasta que se formaron cristales y que no se registren diferencia significativas entre medidas sucesivas. La temperatura dada fue la referencia para la temperatura de fusión del agua pura ($T = 0\text{ °C}$).

Luego, se calculó la K_c del agua a través de la determinación del descenso crioscópico de soluciones acuosas de concentración molal conocida. Utilizando el mismo termómetro calibrado, se repitieron los pasos citados anteriormente a diferencia que en vez de agregar agua destilada al tubo de crioscopia, se añadió 15 ml de la solución elegida junto con el termómetro.

Resultados y discusión:

Determinación de la K_c del agua

Al calibrar el termómetro nos dio una temperatura de fusión de 0 °C que luego se usó para comparar las temperaturas de fusión de las soluciones con glicerol a distintas concentraciones. En la siguiente tabla se anotaron los datos para cada experiencia y se añadió el valor de la diferencia entre la temperatura de fusión del solvente, en este caso el agua, y la temperatura de fusión de la solución

Exp	Molalidad Glicerol (m)	T_f agua (°C)	T_f solución (°C)	ΔT_c
1	0.8	0 ± 0.05	-1.39 ± 0.05	1.39 ± 0.1
2	2	0 ± 0.05	-3.7 ± 0.05	3.7 ± 0.1
3	3	0 ± 0.05	-6.4 ± 0.05	6.4 ± 0.1
4	4	0 ± 0.05	-7.2 ± 0.05	7.2 ± 0.1

Tabla 1: Resultados experimentales utilizando distintas concentraciones de glicerol como soluto obtenidos

Se registraron las temperaturas para cada experiencia cada 30 segundos y se graficaron los datos en curvas de enfriamiento. Se realizó un ajuste lineal para los valores en donde se mantenía constante los últimos valores y se apreciaron cristales

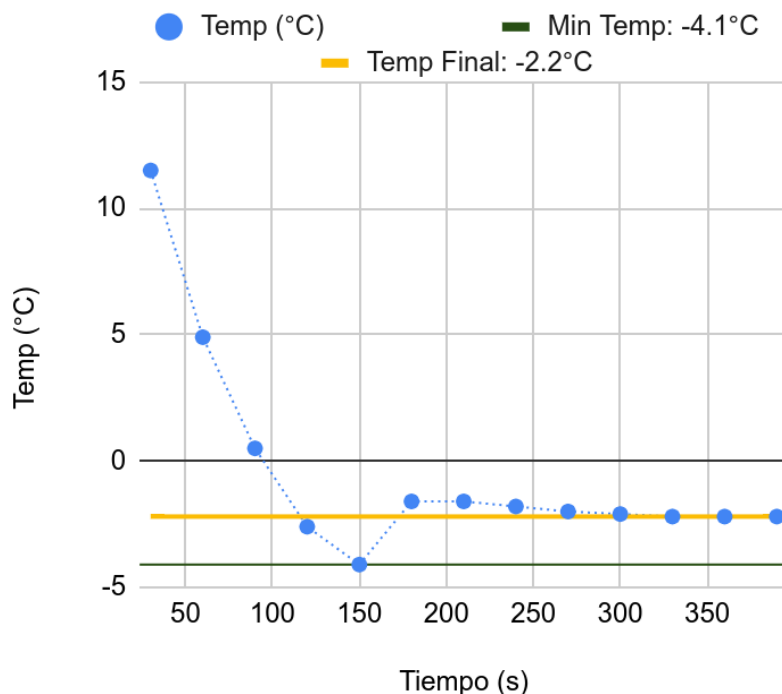


Figura 1: Curva de enfriamiento de solución de glicerol 0.8 m

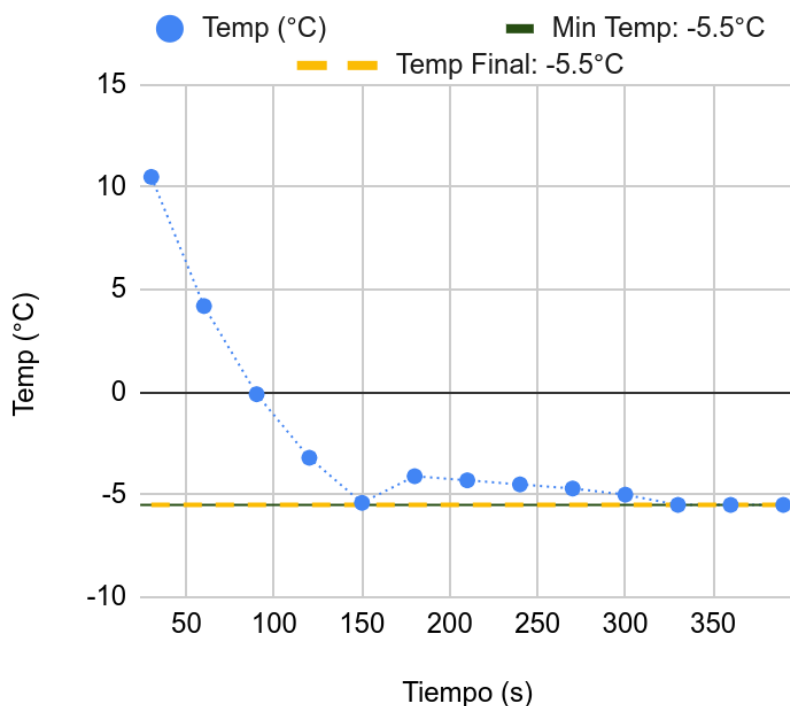


Figura 2: Curva de enfriamiento de solución de glicerol 2 m

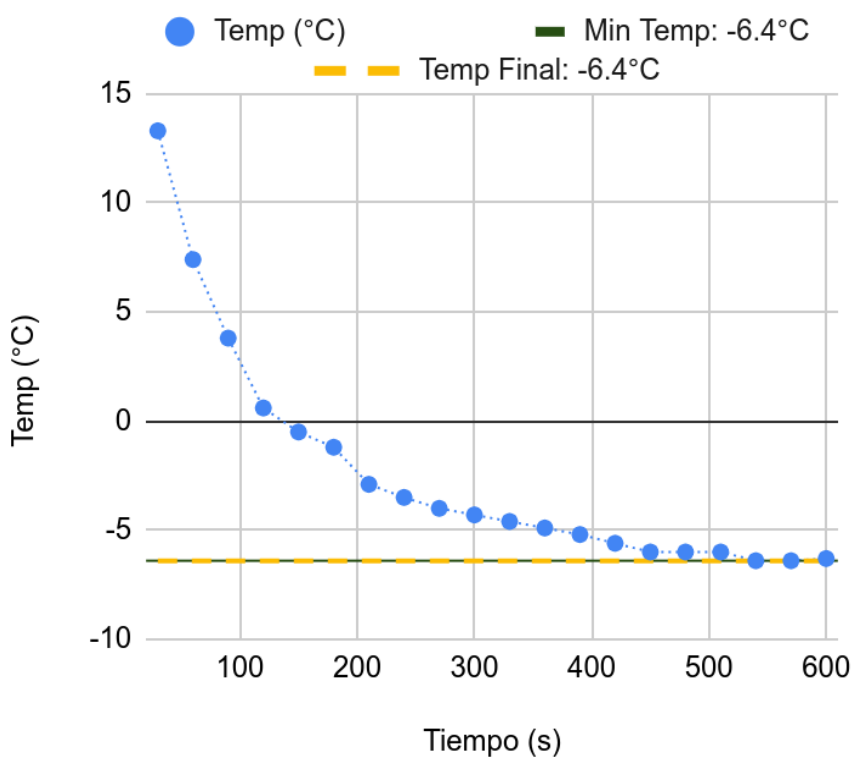


Figura 3: Curva de enfriamiento de solución de glicerol 3 m

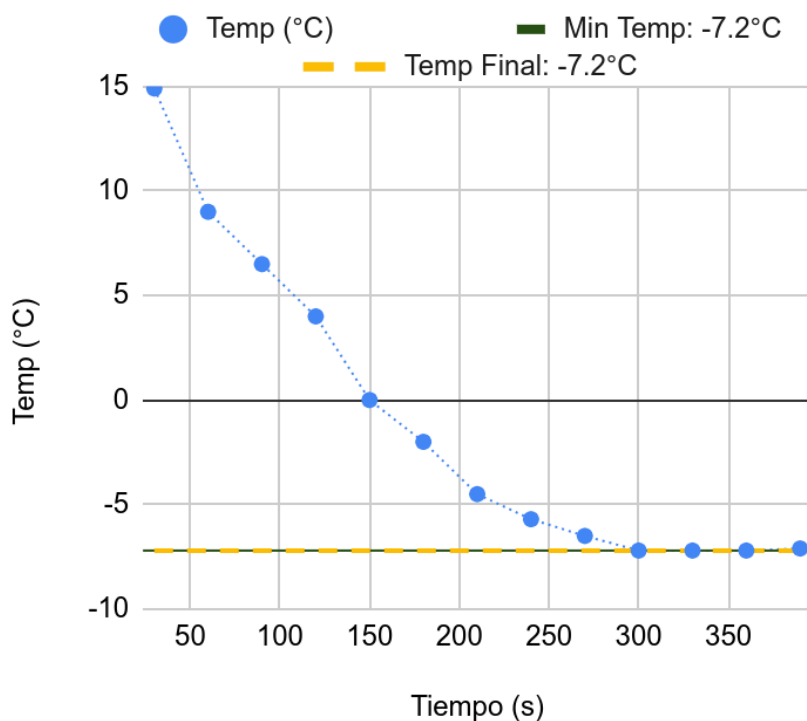


Figura 4: Curva de enfriamiento de solución de glicerol 4 m

ΔT vs. m

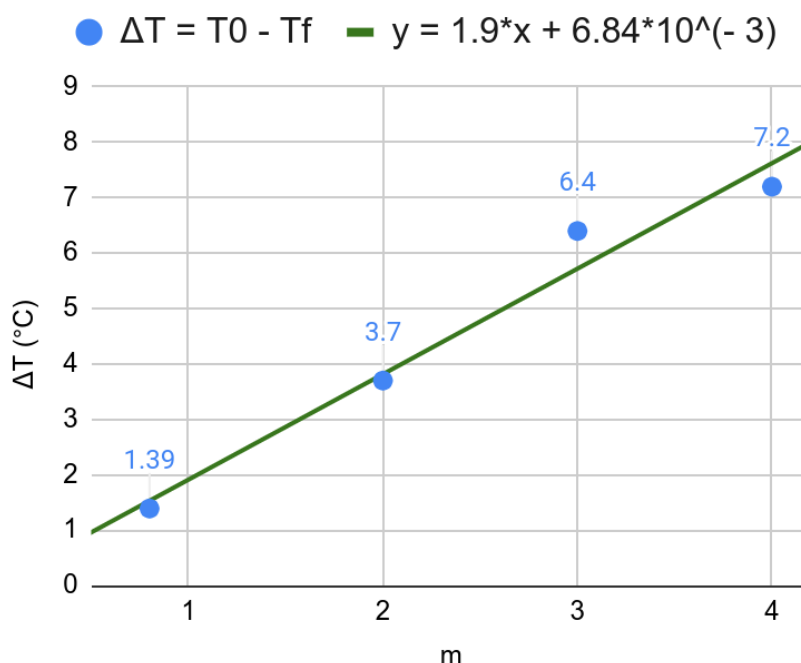


Figura 5: Variación de T_c del glicerol en función de la molalidad

Programa utilizado o metodología seguida: Para conseguir el K_c con las mediciones del glicerol utilizamos el ΔT_c en función de la molalidad para poder verlo gráficamente. Conociendo que el valor de K_c es igual a la pendiente de la recta que une los puntos, pudimos obtener su valor realizando un ajuste lineal sobre las mediciones obtenidas usando Google Sheets y anotando el valor de la pendiente de la recta computada.

Ecuación de la recta de ajuste lineal: $y = 1,9 x + 6,84 \cdot 10^{-3}$

Como la línea de tendencia no atraviesa todos los puntos de la recta por completo, podemos calcular K_c mediante la ecuación de la pendiente:

- Ecuación de la pendiente: $M = \frac{(Y_1 - Y_0)}{(X_1 - X_0)}$

$K_c = 1.925 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$ (gráficamente) $K_c = 1.9 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$ (del ajuste)

Promediando ambas determinaciones se obtiene:

$$K_c = 1.9125 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$$

Las curvas de enfriamiento mostraron dos comportamientos diferentes. Para las dos concentraciones más bajas, ocurrió un rápido descenso de la temperatura que alcanzó valores mínimos rápidamente, para luego volver a subir ligeramente y continuar con el descenso (por encima del mínimo anterior). En estos casos no fueron usadas las temperaturas mínimas en el análisis posterior por no ser estables, sino que se realizaron dos ajustes lineales sobre los puntos a la izquierda y a la derecha del mínimo medido por separado, para obtener así la intersección entre estos ajustes y usar ese mismo punto como un valor de temperatura mínimo estable para luego graficar ΔT_c . Para las dos concentraciones más altas ocurrió un descenso de la temperatura más controlado que en los casos anteriores, donde la velocidad de la curva fue disminuyendo de manera continua hasta mantenerse constante por varias mediciones. En estos casos usamos directamente los valores mínimos medidos para graficar ΔT_c .

El glicerol es una sustancia no volátiles soluble en agua. Cuando este se mezcla, las partículas del alcohol interactúan con las moléculas de agua, disminuyendo las interacciones intermoleculares entre las moléculas de agua y disminuyendo así, la energía requerida para pasar de estado sólido a líquido. Como consecuencia, la temperatura de fusión de la solución es menor que la temperatura de fusión del agua pura, es decir, ocurre un descenso crioscópico. Las modalidades alteran directamente la temperatura de fusión de una solución.

En el cálculo de K_c , tanto con el ajuste lineal como con el modelo gráfico, se sacó un promedio entre ambos valores y se obtuvo un valor de $1.9125\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{m}^{-1}$. Este valor es muy cercano a los bibliográficos para el agua discutidos en clase que ronda los $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{m}^{-1}$.

Determinación de i para sales de baja asociación

En la siguiente tabla se anotaron la molalidad de solución de KCl y las temperaturas de fusión experimentales y se añadió el valor de la diferencia entre estas últimas. Además se halló el factor de van't Hoff (i) mediante el uso de la (Ecuación 2).

Exp	Molalidad (m)	T ₀ agua	T _f solución	ΔT_c	i
1	0.99	0 ± 0.05	0.7 ± 0.05	-0.7 ± 0.1	-0.37

Tabla 2: Resultados experimentales de la solución de agua con KCl

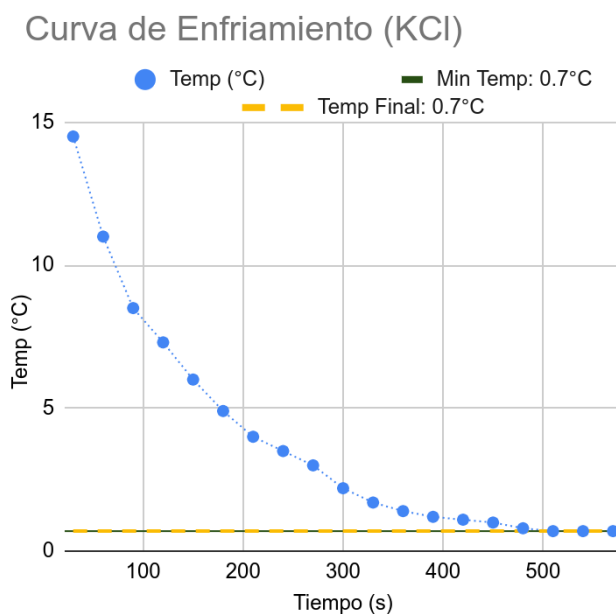


Figura 5: Curva de enfriamiento de solución de KCl 0.99 m

La sal al ser un soluto no volátil, cuando se mezcló con agua la temperatura de fusión del agua, disminuyó en comparación al agua pura. Al disociarse en iones, las interacciones de los iones con las moléculas de agua disminuyen las interacciones intermoleculares entre moléculas de agua y en consecuencia, necesitan menos energía para pasar de estado sólido a líquido. Esto quiere decir que se originó un descenso crioscópico del agua por agregado del KCl.

Al calcular el factor de van't Hoff (i) para la solución de KCl, observamos que nos dió un número negativo y lejos del valor estimado según la discusión en clase, $i = 2$, ya que el soluto se disocia en iones potasio e iones cloro. Este resultado de i se debió a que la temperatura de fusión experimental de la solución resultó 0,7 °C siendo mayor que la del solvente. Esto sugiere volver a considerar las condiciones experimentales, tales como mezclar la solución compartida por todos los grupos del curso antes de cada extracción, mezclar continuamente la solución en el tubo de crioscopia durante todo el experimento, mantener el contenido de la taza térmica con las proporciones correctas de hielo y sal, entre otras.

Conclusión:

En conclusión, se lograron cumplir los objetivos propuestos. En primer lugar, se obtuvo la constante crioscópica molal del agua a partir de la medición del descenso de la temperatura de fusión de soluciones de molalidad conocida. Estos datos permitieron calcular la constante crioscópica (K_c) del agua mediante el uso de la (Ecuación 1), que fue consistente con los valores bibliográficos. En segundo lugar, se buscó obtener el valor del factor de Van't Hoff (i) para solutos iónicos utilizando la (Ecuación 2) y sabiendo además que las propiedades coligativas dependen del número de partículas disueltas en un líquido. Sin embargo, los resultados mostraron una discrepancia significativa con el valor esperado, lo cual indica que existió algún error en el procedimiento experimental.

Apéndice:

1. Cálculos para la obtención del ΔT_c para todas las concentraciones de glicerol:

- 0.8 m : $\Delta T_c = (0 - (-1.39))^\circ\text{C} = 1.39^\circ\text{C}$
- 2 m : $\Delta T_c = (0 - (-3.7))^\circ\text{C} = 3.7^\circ\text{C}$
- 3 m : $\Delta T_c = (0 - (-6.4))^\circ\text{C} = 6.4^\circ\text{C}$
- 4 m : $\Delta T_c = (0 - (-7.2))^\circ\text{C} = 7.2^\circ\text{C}$

2. Determinación K_c gráficamente:

$$M = \frac{(3.7 - 1.39)^\circ\text{C}}{(2 - 0.8) \text{ m}} = 1.925^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$$

3. Promedio de K_c

$$\frac{(1.925 + 1.9)^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}}{2} = 1.9125^\circ\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$$

4. Cálculos para la obtención del factor de Van't Hoff

$$i = \frac{-0.7^\circ\text{C}}{0.99 \text{ m} \cdot (1.9125^\circ\text{C})} = -0.37 \text{ m}^{-1}$$

Bibliografía:

- Guía de trabajos prácticos Química Inorgánica I: Unidad 6 Equilibrio de fases
- https://es.wikipedia.org/wiki/Descenso_criosc%C3%B3pico