

PRÁCTICA Nº 3

PROPIEDADES COLIGATIVAS: DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLECULAR DE UN SOLUTO PROBLEMA POR CRIOSCOPIA

OBJETIVOS:

El objetivo de la práctica es el estudio del efecto que produce la adición de un soluto a un líquido puro a presión constante sobre la temperatura de congelación del disolvente y su aplicación en la determinación de masas moleculares.

FUNDAMENTO:

La temperatura de congelación de una disolución, T_{C12} , es siempre menor que la del disolvente puro, T_{C1} . La diferencia entre ambas se llama descenso crioscópico, ΔT_c .

$$\Delta T_c = T_{C12} - T_{C1}$$

El descenso crioscópico es una propiedad coligativa. Todas ellas tienen en común el que no dependen de la naturaleza del soluto, sino del número de moléculas de soluto presentes en la disolución. Como consecuencia de ello, podemos decir que el descenso del punto de congelación de las disoluciones diluidas es función de la naturaleza química del disolvente y de la concentración de la disolución.

La ecuación que relaciona estas magnitudes es:

$$|\Delta T_c| = K_c m \quad \text{Ec. 1}$$

La constante K_c se conoce como constante crioscópica, la cual depende sólo de la naturaleza química del disolvente, $|\Delta T_c|$ representa el descenso crioscópico (en valor absoluto) y “m” la molalidad de la disolución (moles de soluto por kg de disolvente).

De acuerdo con estas definiciones, la Ec. 1 se transforma en:

$$|\Delta T_c| = K_c \frac{m_2 1000}{M_2 m_1} = K_c \frac{m^*}{M_2} \quad \text{Ec. 2}$$

m_2 = masa de soluto en gramos

m_1 = masa de disolvente en gramos

M_2 = masa molecular del soluto

m^* = concentración de la disolución (gramos de soluto por kg de disolvente).

Por medio de la Ec.2 se puede determinar la masa molecular de un soluto problema si se conocen todos los demás términos.

$$M_2 = \frac{K_c}{\frac{|\Delta T_c|}{m^*}} \quad \text{Ec. 3}$$

Con objeto de calcular la constante crioscópica del disolvente, K_c , se realiza una primera experiencia con disoluciones de un soluto patrón (de masa molecular conocida).

$$K_c = M_2 \frac{|\Delta T_c|}{m^*} \quad \text{Ec. 4}$$

Cuando el soluto es un electrolito, el descenso crioscópico experimental y el obtenido a partir de la Ec.1 no coincide. Para tener en cuenta este hecho, se introduce en la ecuación el coeficiente “i” de van’t Hoff que engloba el grado de disociación, “ α ”, y el número de iones en que se disocia el soluto, “p”, ($i=1+\alpha(p-1)$). En

este caso, $|\Delta T_c| = iK_c m$

$$i = \frac{M_2}{K_c} \frac{|\Delta T_c|}{m^*} \quad \text{Ec. 5}$$

APARATOS Y PRODUCTOS:

- Termómetro digital (± 0.01 ° C)
- Vaso termo.
- 7 Tubos de ensayo gruesos con tapón de rosca.
- 9 Tubos de ensayo.
- 1 vaso de precipitados de 100 mL.

- Disolvente: agua desionizada.
- Solutos problema.
- Solutos patrón de masa molecular conocida: urea ($M = 60 \text{ g/mol}$).
- Disoluciones acuosas de NaCl (10, 15 y 20 g NaCl/kg H_2O)
- Mezcla frigorífica a -7°C .
- Agitador Vortex.
- Granatario.
- Cronómetro.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

Experiencia 1. Curva de enfriamiento de una sustancia pura: H_2O

- Poner unos 15 mL de agua desionizada en el tubo de ensayo grueso con tapón de rosca.
- Coger aproximadamente 250 mL de mezcla frigorífica y depositarla en el termo, colocar la tapa e introducir el tubo de ensayo, y en su interior, el termómetro.
- Cuando la temperatura alcance los 5°C , poner el cronómetro en marcha y anotar la temperatura cada 15 s.
- Agitar con el termómetro de forma suave y continua, tomando lecturas de temperatura hasta completar la **Tabla 1**.

Observaciones: aunque se alcancen los 0°C , puede ser que la temperatura no se estabilice y siga bajando debido al fenómeno de la subfusión.

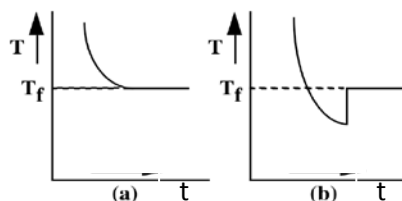


Figura 1. Curvas de enfriamiento: (a) sustancia pura sin subfusión. (b) sustancia pura con subfusión.

Cuando empiecen a aparecer los primeros cristales de hielo, la temperatura subirá **bruscamente** alcanzando enseguida un valor estacionario, que es el punto de congelación y que permanecerá varios minutos. No retire el tubo de ensayo del baño cuando observe dicha subida y siga anotando las temperaturas.

Es importante, para la determinación exacta de T_{cl} , agitar suavemente durante todo el proceso de congelación.

Tabla1. Datos t/T , curva enfriamiento del agua.

t(min)	0	0.25	0.50	0.75	1	1.25	1.50	1.75	2	2.25
T($^\circ\text{C}$)	5									
t(min)	2.50	2.75	3	3.25	3.50	3.75	4			
T($^\circ\text{C}$)										

Experiencia 2 (Determinación de la constante crioscópica del disolvente, K_c).- Preparar tres disoluciones (dis1, dis2 y dis3) diluidas de un soluto patrón de masa molecular conocida (urea, $M = 60 \text{ g/mol}$). Para ello, añadir, por pesada exacta, en cada tubo con tapón de rosca, alrededor de 10 g de agua desionizada y cantidades de urea de 100 mg, 150 mg y 200 mg, respectivamente. Agitar los tubos hasta completa disolución del soluto. Pasar las disoluciones a los tubos de ensayo sin tapón de rosca hasta alcanzar una altura de 5-6 cm. Cambiar el agua del termo vaciándolo en el criostato y llenándolo con 250 mL de mezcla frigorífica a -7°C . Introducir el primer tubo (disolución más diluida, dis1) en el termo junto con el termómetro. Se observará una disminución de la temperatura seguida de un aumento rápido hasta estabilizarse (subfusión). Tomar la temperatura a la cual se estabilizó, como temperatura de congelación de la disolución 1. Repetir la misma operación con las otras dos disoluciones y anotar en la **Tabla 2** los resultados obtenidos.

Una vez descongeladas y atemperadas las tres disoluciones, medir de nuevo las temperaturas de congelación de las tres disoluciones y la del agua desionizada.

Tabla 2. Datos experimentales obtenidos para el cálculo de la constante crioscópica del agua.

	$m_{H_2O}(g)$	$m_{solute}(g)$	$T_c(^{\circ}C)$	$T_c \text{ prom.}$	$ \Delta T_c (^{\circ}C)$	$m^*(g/kg)$
Agua		0				
Disolución 1						
Disolución 2						
Disolución 3						

Experiencia 3 (Determinación de la masa molecular del soluto problema, M_2).- Repetir los mismos pasos de la experiencia 2 usando un soluto problema en lugar del soluto patrón.

Soluto problema n°1: utilizar cantidades de soluto de aproximadamente 200, 250 y 300 mg para las disoluciones dis1, dis2 y dis3, respectivamente.

Soluto problema n°2: utilizar cantidades de soluto de aproximadamente 300, 450 y 600 mg para las disoluciones dis1, dis2 y dis3, respectivamente.

Soluto problema n°3: utilizar cantidades de soluto de aproximadamente 500, 700 y 900 mg para las disoluciones dis1, dis2 y dis3, respectivamente.

Soluto problema n°4: utilizar cantidades de soluto de aproximadamente 0.1, 0.2 y 0.3 mL para las disoluciones dis1, dis2 y dis3, respectivamente.

Soluto problema n°5: utilizar cantidades de soluto de aproximadamente 300, 450 y 600 mg para las disoluciones dis1, dis2 y dis3, respectivamente.

Tabla 3. Datos experimentales obtenidos para el cálculo de la masa molecular del soluto problema.

Problema n°:	$m_{H_2O}(g)$	$m_{solute}(g)$	$T_c(^{\circ}C)$	$T_c \text{ prom.}$	$ \Delta T_c (^{\circ}C)$	$m^*(g/kg)$
Agua		0				
Disolución 1						
Disolución 2						
Disolución 3						

Experiencia 4 (Determinación del grado de disociación de un electrolito).- Repetir los mismos pasos de la experiencia 2 usando 8 mL de disoluciones acuosas de NaCl (dis1, dis2 y dis3) de concentración, m^* , de 10, 15 y 20 g/kg, respectivamente.

Tabla 4. Datos experimentales obtenidos para el cálculo del grado de disociación del NaCL en agua.

	$m^*(g/kg)$	$T_c(^{\circ}C)$	$T_c \text{ prom.}$	$ \Delta T_c (^{\circ}C)$
Agua	0			
Disolución 1	10			
Disolución 2	15			
Disolución 3	20			

Tratamiento de datos experimentales

0.- Cuestión previa. A partir del diagrama de fases de la mezcla Agua-NaCl calcular, aproximadamente, la cantidad en gramos de NaCl necesarios para mantener 1 L de agua líquida a -7°C .

1.- Determinación de la temperatura de congelación del H_2O , T_{c1} .

Representar la curva de enfriamiento $T(^{\circ}\text{C})/t(\text{min})$ (Tabla 1). Analice cada uno de los tramos de la misma y determine el valor de la temperatura de congelación del agua desionizada en las condiciones del laboratorio.

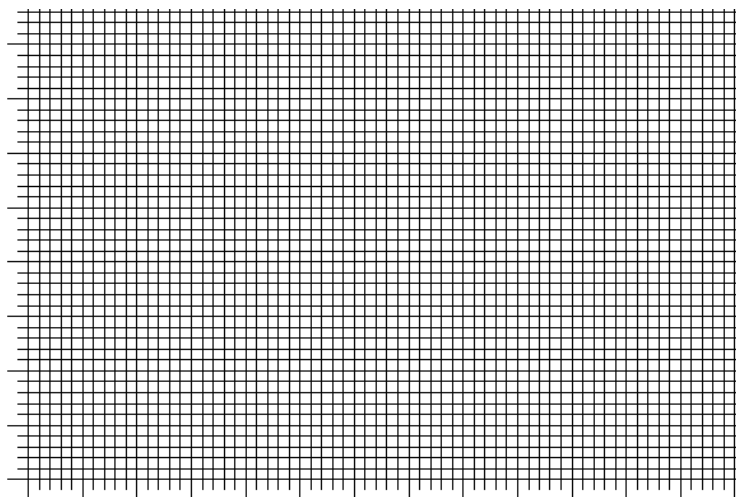


Figura 2. Representación gráfica de $T(^{\circ}\text{C})$ frente a $t(\text{min})$ para el agua desionizada.

2. Determinación de la constante crioscópica del agua.

A partir de los datos de la **Tabla 2** y la **Ec. 4**, determinar la constante crioscópica del agua, ajustando por mínimos cuadrados la recta obtenida al representar $|\Delta T_c|$ frente a m^* .

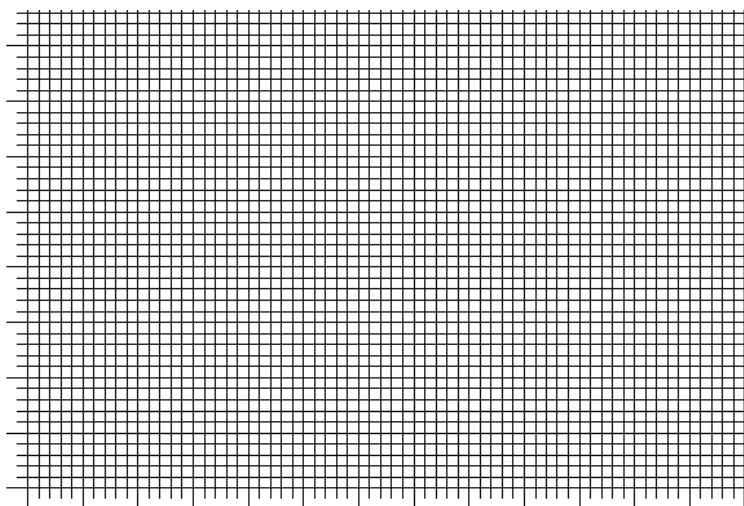


Figura 3. Representación gráfica del descenso crioscópico, $|\Delta T_c|$, frente a la concentración, m^* , para la determinación de la constante crioscópica del agua.

Cálculo de K_c del agua:

3. Determinación de la masa molecular del soluto problema.

A partir de los datos de la **Tabla 3** y la **Ec. 3**, determinar la masa molecular del soluto problema ajustando por mínimos cuadrados la recta obtenida al representar $|\Delta T_c|$ frente a m^* .

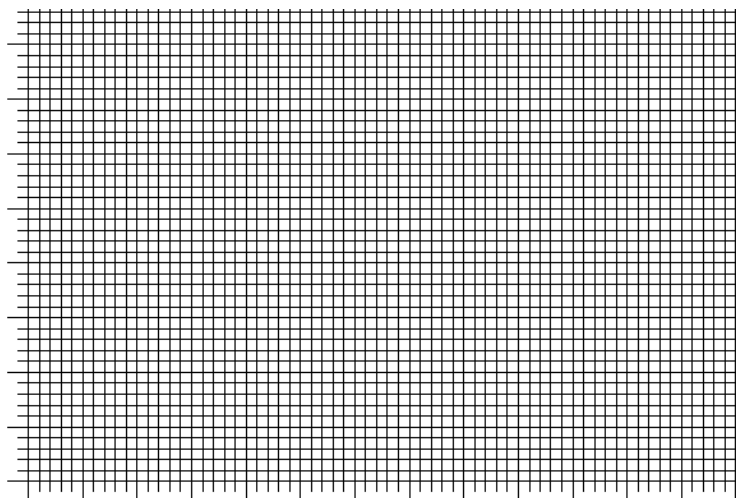


Figura 4. Representación gráfica del descenso crioscópico, $|\Delta T_c|$, frente a la concentración, m^* , para la determinación de la masa molecular del soluto problema.

Cálculo de la masa molecular del soluto problema:

4. Determinación del grado de disociación del NaCl en agua.

A partir de los datos de la **Tabla 4** y la **Ec. 5**, determinar el grado de disociación “ α ” del NaCl ajustando por mínimos cuadrados la recta obtenida al representar $|\Delta T_c|$ frente a m^* .

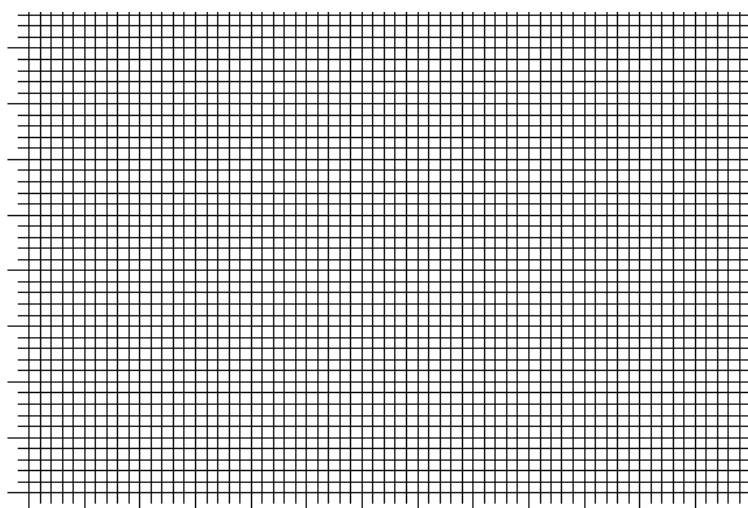


Figura 5. Representación gráfica del descenso crioscópico, $|\Delta T_c|$, frente a la concentración, m^* , para la determinación del grado de disociación del NaCl en agua.

Cálculo del grado de disociación del NaCl en agua:

Anexo

Mezcla frigorífica hielo, agua y NaCl

La disolución y el hielo coexisten en todas las temperaturas y composiciones representadas por la región ACE. Sin embargo, por debajo de CE ($-21\text{ }^{\circ}\text{C}$) no puede existir líquido y el sistema está formado por un sólido constituido por la mezcla eutéctica solidificada y hielo. La disolución y la sal hidratada coexisten en la región BED. Solamente en los puntos situados por debajo de la línea CED pueden coexistir hielo y NaCl- $2\text{H}_2\text{O}$ en forma sólida. En consecuencia, cuando se mezclan a una temperatura superior a $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$ no están en equilibrio, el hielo funde y la sal se disuelve. De esta forma se puede mantener la temperatura deseada durante la realización la práctica.

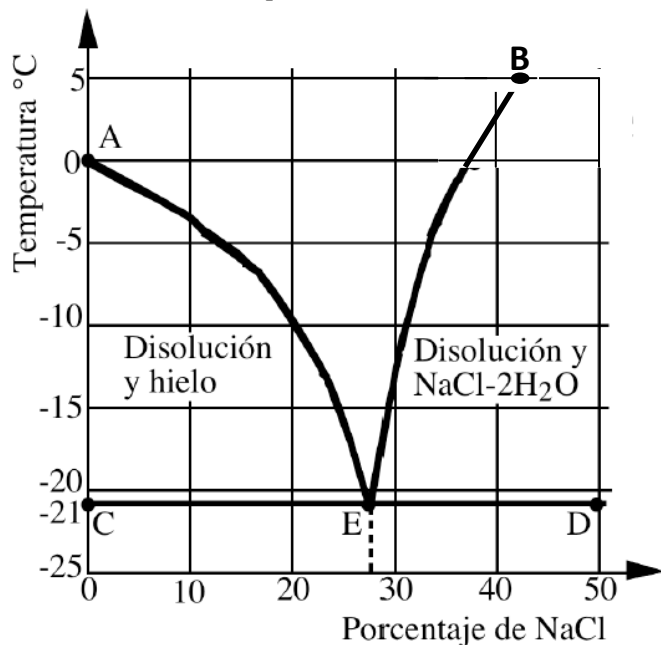


Figura 6. Diagrama de fases de una mezcla de NaCl y H_2O .

OBSERVACIONES: