

TEMA O ACTIVIDAD: Descenso del punto de congelación	
ASIGNATURA: Química	
PROFESOR/A: Yesenia Gabriela Fuenzalida Gaete	
CURSO: 4° medio A-B	FECHA: 16 al 20 de noviembre
UNIDAD: Unidad 2 propiedades coligativas	
OBJETIVO DE LA CLASE: Planificar y conducir una investigación experimental para proveer evidencias que expliquen las propiedades coligativas de las soluciones y su importancia en procesos cotidianos (la mantención de frutas y mermeladas en conserva) e industriales (aditivos en el agua de radiadores).	
INDICADOR DE APRENDIZAJE Relacionan la disminución de la presión de vapor y la variación en la presión osmótica con la interacción de un solvente en contacto con un soluto.	
INSTRUCCIONES GENERALES: Lee atentamente la información proporcionada. Desarrolla las actividades planteadas. Para dudas o consultas lo puedes hacer a través del correo electrónico tareasquimicafisica.lasv@gmail.com . Recuerda que debes enviar el desarrollo de tu actividad a mas tardar el día viernes 20 de noviembre hasta las 23:56 horas	

Esta semana veremos la segunda propiedad coligativa que es el descenso del punto de congelación.

El punto de congelación de una disolución es la temperatura a la cual se comienzan a formar los primeros cristales de disolvente puro en equilibrio con la disolución. En general, esto ocurre debido a que la disminución de la temperatura hace que las moléculas presentes en el líquido pierdan energía cinética y, como consecuencia, su movimiento se hace mas lento y las interacciones intermoleculares se hacen mas fuertes, hasta un punto en que las moléculas quedan casi fijas en una posición y el liquido se solidifica. Es la transformación de fases opuesta a la fusión.

A finales del siglo XVIII, después de varios estudios el científico Richard Watson establece que la presencia de solutos disueltos en un disolvente dado, hace que el punto de congelación de la disolución resultante disminuya, respecto al disolvente puro. Este fenómeno ocurre debido a que las interacciones de las moléculas del disolvente con el soluto disuelto, entorpecen el paso de moléculas del disolvente de la fase líquida a la fase sólida.

Esto se ha comprobado experimentalmente y es posible analizarlo a partir del diagrama de fases del apartado anterior, donde también está señalada una variación en las temperaturas de congelación (ΔT_c). Al igual que con la temperatura de ebullición, el punto de congelación es proporcional a la concentración del soluto en la disolución y a esa constante de proporcionalidad se le denomina constante molal de descenso crioscópico o constante crioscópica.

Matemáticamente la variación del punto de congelación se expresa:

$$\Delta T_c = T_c^\circ - T_c = k_c \cdot m$$

Donde, k_c , es la constante crioscópica y m es concentración molal

En la siguiente tabla se muestran temperaturas de fusión (congelación) de algunas sustancias y sus respectivas constantes crioscópicas.

Disolvente	$T_f^0 [^{\circ}\text{C}]$	$k_c [^{\circ}\text{C m}^{-1}]$
Agua	0,0	1,89
Etanol	-114,4	1,99
Éter etílico	-116,2	1,79
Cloroformo	-63,5	4,90
Benceno	5,5	5,12

A continuación, resuelve los siguientes ejercicios con respecto a la disminución del punto de congelación.

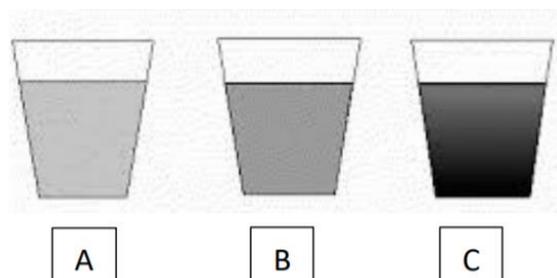
1. Observa los siguientes frascos. Ambos contienen agua sólida y se ha agregado sal a uno de ellos, observándose las temperaturas dadas.



¿Qué ha ocurrido con la temperatura al agregar sal?

¿Cómo puedes explicar el cambio de temperatura?

2. ¿En la siguiente imagen aparecen tres recipientes con el mismo solvente y en la misma cantidad, pero diferente cantidad de soluto?



En A se agregan 10 gramos de soluto, en B se agregan 20 gramos de soluto y en C se agregan 30 gramos de soluto. Al enfriar las soluciones simultáneamente

¿Cómo será la temperatura de congelación en los frascos A, B y C?

3. El descenso crioscópico también se aprovecha para eliminar capas de hielo de las carreteras, autopistas y pistas de aeropuertos. Para ellos se lanza cloruro de sodio (NaCl) o de calcio (CaCl₂) sobre las placas de hielo, con lo que se disminuye la temperatura de congelación y se funden las placas de hielo. Una ventaja del cloruro de calcio es que, cuando este se disuelve, libera gran cantidad de calor que ayuda a fundir más el hielo. Para eliminar las capas de hielo que se forman sobre los aviones y también se usa el etilenglicol como anticongelante en los circuitos de refrigeración de motores de combustión interna, como difusor del calor. En la siguiente tabla aparecen datos que muestran el efecto de la concentración de etilenglicol en la temperatura de congelación.

Disoluciones anticongelantes de etilenglicol										
Etilenglicol (% en volumen)	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50
Temperatura de congelación (°C)	-1,1	-2,2	-3,9	-6,7	-8,9	-12,8	-16,1	-20,6	-26,7	-33,3

¿Qué efecto tienen los anticongelantes sobre la temperatura de congelación? Explica.
