

Instancia Intercolegial

Prueba experimental

5 de julio de 2023



ESCUELA:	
PROVINCIA:	
EQUIPO:	
ESTUDIANTE 1: ESTUDIANTE 2:	
FIRMA ESTUDIANTE 1: FIRMA ESTUDIANTE 2:	

¡ LEAN ATENTAMENTE !

1. Cada participante debe ocupar el lugar asignado.
2. Cada participante debe verificar que la prueba esté completa. Levanten la mano si encuentran que falta algo.
3. Comience luego de que se dé la orden.
4. Durante el examen los participantes no tienen autorización para retirarse del recinto, excepto por una emergencia. En tal caso deberán comunicarse con los docentes que se encuentran en la sala.
5. Los participantes no deben molestarse entre sí. En caso de necesitar asistencia, solicítela a los docentes que se encuentran en la sala.
6. No se permite consultar o discutir acerca de las consignas con otros equipos.
7. Al finalizar, los participantes deben abandonar la sala en orden.
8. Está estrictamente prohibido comer en el aula - laboratorio. De ser necesario, puede solicitar a los docentes presentes salir de la sala para comer.
9. No dejen el laboratorio del examen hasta que tengan permiso para hacerlo. Si necesitan ir al baño, llamen al docente a cargo.
10. Cuentan con **3 horas** para hacer la prueba experimental. Se les avisará 30 minutos antes de terminar. Deberán dejar de trabajar por completo al finalizar el tiempo.
11. En el caso de las preguntas de opción múltiple existe solo una respuesta correcta para cada problema, excepto que el enunciado diga lo contrario.

LOS GLACIARES: ECOSISTEMAS EXTREMOS

Los glaciares son ecosistemas que albergan una gran diversidad de organismos adaptados a las bajas temperaturas. Entre ellos se encuentran los organismos psicrófilos, microorganismos que han desarrollado adaptaciones únicas para sobrevivir en ambientes fríos. Además, estos organismos se han adaptado a vivir en ambientes con alta concentración de sal.

La elevada concentración de sal en los glaciares produce un fenómeno químico llamado “descenso crioscópico” cuya consecuencia es que el agua permanece líquida incluso a temperaturas inferiores a 0 °C. Este fenómeno proporciona un ambiente propicio para la vida de organismos psicrófilos ya que evita la formación de cristales de hielo que podrían dañar estructuras biológicas.

Por otro lado, el calor latente (energía requerida por una cantidad de sustancia para cambiar de estado) de fusión regula la cantidad de agua líquida liberada a partir del derretimiento de un glaciar. Este proceso requiere una gran cantidad de energía, el calor latente de fusión, para romper las fuerzas de atracción entre las moléculas y permitir la transición del hielo al estado líquido.

El descenso crioscópico contribuye a que el agua de los glaciares permanezca líquida a temperaturas más bajas, mientras que el calor latente de fusión proporciona la energía necesaria para el derretimiento del hielo. Estas características físicas y químicas de los glaciares influyen en la supervivencia y adaptación de los microorganismos, que han desarrollado mecanismos para aprovechar estos fenómenos y sobrevivir en un entorno extremo y cambiante.

EXPERIENCIA 1

EFFECTO DE LA TEMPERATURA EN EL METABOLISMO DE LA LEVADURA

Objetivo:

- Determinar el efecto de la temperatura en la acción de la levadura de panificación.

Materiales:

- Vasos de precipitado de 250 ml, 2.
- Jeringa de 10 ml, 1.
- Tubos de ensayo, 3.
- Gradilla, 1.
- Agua a temperatura entre 20 °C y 30 °C, 300 ml.
- Agua a temperatura entre 60 °C y 70 °C, 100 ml.
- Cubos de hielo, 5.
- Varilla de vidrio, 1.
- Marcador indeleble, 1.
- Cronómetro, 1.
- Cuchara de plástico tamaño té, 1.
- Embudo, 1.
- Regla, 1.
- Levadura de panificación seca (o deshidratada), 2 g.
- Azúcar común, 4 g.
- Termómetro, 1.
- Lápices de colores diferentes, 3.

Procedimiento:

1. Tomen un vaso de precipitado, etiquétenlo como "1", y en él coloquen 100 ml del agua a temperatura ambiente y luego agreguen 5 cubos de hielos.
2. Rotulen, con el marcador, los tres tubos de ensayo con los números del 1 al 3, respectivamente. Coloquen los tubos en la gradilla.
3. Tomen la cucharita de plástico y con el marcador indeleble realicen una marca que divida a la cuchara en dos partes iguales, la denominaremos MARCA (Figura 1.1).

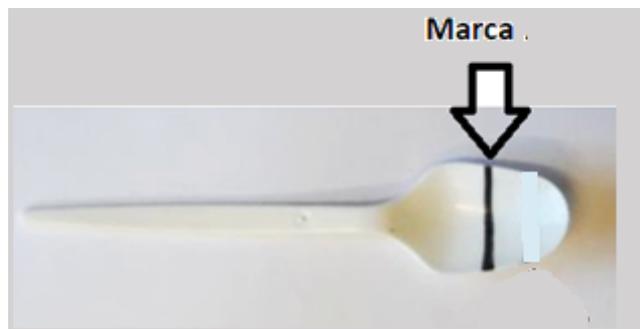


Figura 1.1

4. Utilizando el embudo y la marca de la cuchara agreguen $\frac{1}{2}$ cucharadita de levadura a los tubos 1, 2 y 3.
5. Utilizando el embudo y la marca de la cuchara agreguen $\frac{1}{2}$ cucharadita de azúcar a los tubos 1, 2 y 3.
6. Tomen el otro vaso de precipitado, etiquétenlo como 3 y en él mezclen el agua a temperatura ambiente y el agua a temperatura elevada, agiten para homogeneizar y luego midan la temperatura hasta llegar a los 50 °C, utilicen para ello el termómetro. Preparen, por lo menos 100 mL.
7. Utilizando el termómetro verifiquen que la temperatura del agua contenida en el vaso 1, sea menor a 10 °C. Si esto no fuera así, agreguen más hielo.
8. Utilizando el termómetro midan la temperatura a la que se encuentra el agua a temperatura ambiente para verificar que la misma se encuentre 20 °C y 30 °C.
9. Con la ayuda de la jeringa coloquen 10 ml del agua del vaso 1 en el tubo de ensayo marcado como 1.
10. Con la ayuda de la jeringa coloquen 10 ml del agua a temperatura ambiente en el tubo de ensayo marcado como 2.

11. Con la ayuda de la jeringa coloquen 10 ml del agua del vaso 3 en el tubo de ensayo marcado como 3.
12. Mezclen suavemente con la varilla de vidrio, el contenido del tubo 1, permitiendo una homogeneización del sólido con el agua.
13. Limpie la varilla de vidrio con la servilleta.
14. Repitan los pasos 12 y 13, para los tubos de ensayos 2 y 3.
15. Inicien el cronómetro.
16. Marquen con el marcador el nivel superior del líquido (suspensión), en los tres tubos.
17. Midan con la regla la altura de la superficie del líquido desde la base del tubo de ensayo hasta la marca realizada. Registren los valores en la **Tabla 1.1** (altura inicial).
18. Transcurridos 3 minutos, marquen nuevamente el nivel superior de la columna de espuma en los tres tubos.
19. Luego midan la altura de la suspensión desde la base del tubo hasta la nueva marca realizada. Registren los valores en la **Tabla 1.1**.
20. Transcurridos 6 minutos en el cronómetro, marquen nuevamente el nivel superior de la columna de espuma en los tres tubos.
21. Luego midan la altura de la suspensión desde la base del tubo hasta la nueva marca realizada. Registren los valores en la **Tabla 1.1**.
22. Transcurridos 9 minutos en el cronómetro, marquen nuevamente el nivel superior de la columna de espuma en los tres tubos.
23. Luego midan la altura de la suspensión desde la base del tubo hasta la nueva marca realizada. Registren los valores en la **Tabla 1.1**.
24. Transcurridos 12 minutos en el cronómetro, marquen nuevamente el nivel superior de la columna de espuma en los tres tubos.
25. Luego midan la altura de la suspensión desde la base del tubo hasta la nueva marca realizada. Registren los valores en la **Tabla 1.1**.

Tabla 1.1

Tubo	Altura inicial (cm)	Altura a los 3 minutos (cm)	Altura a los 6 minutos (cm)	Altura a los 9 minutos (cm)	Altura a los 12 minutos (cm)
1					
2					
3					

4,5 puntos

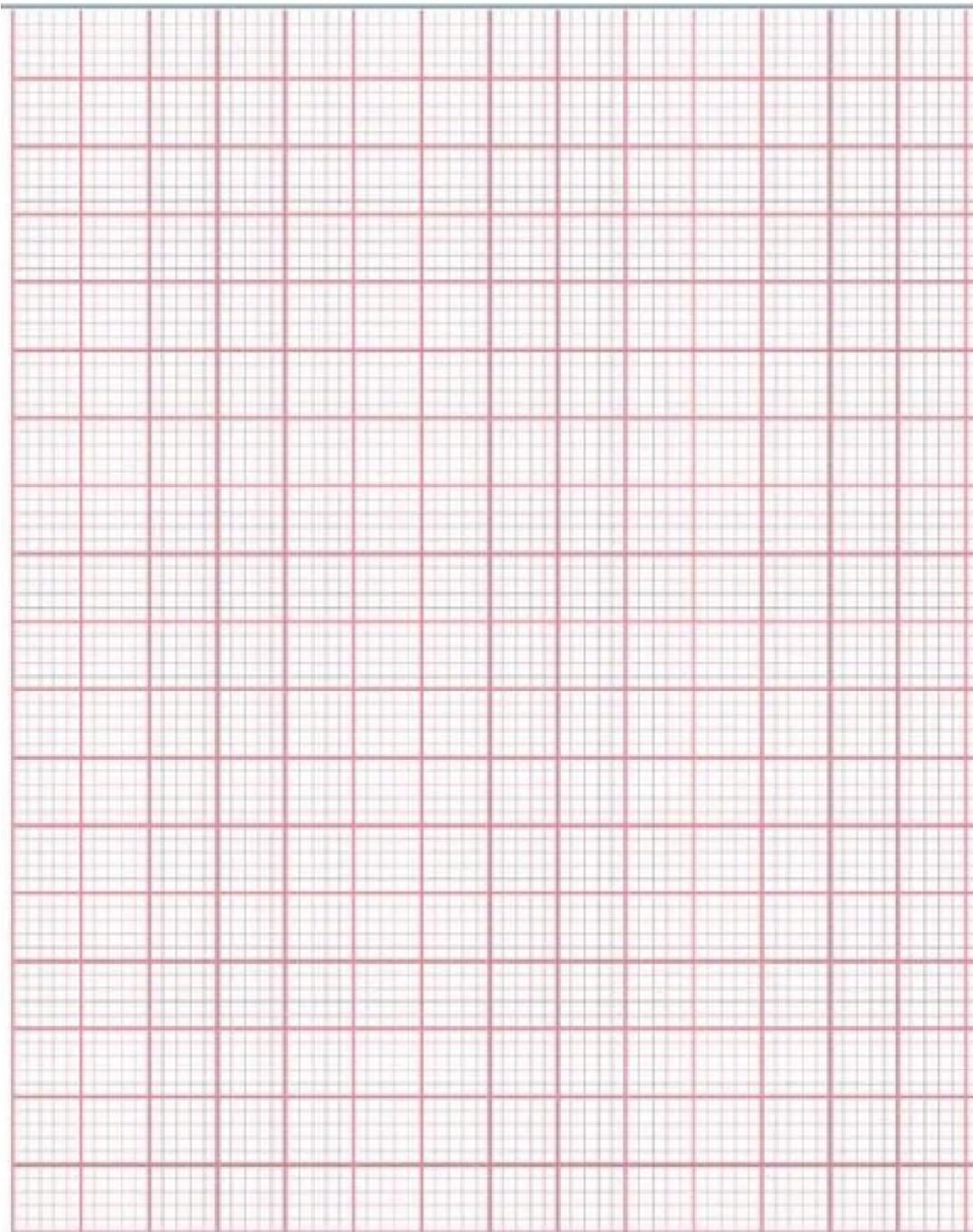
26. Desechen en el lugar destinado para los residuos líquidos el contenido de los tubos.
27. Resuelvan las actividades propuestas teniendo en cuenta lo realizado y observado en la experiencia.

Actividades

1. Coloreen los siguientes recuadros con 3 colores distintos, es decir, un color distinto para cada tubo. Estos colores servirán para identificar a los tubos al elaborar el gráfico del punto 2.

TUBO 1	TUBO 2	TUBO 3
---------------	---------------	---------------

2.
 - a. Teniendo en cuenta los datos de la **Tabla 1.1** y los colores seleccionados en la actividad 1, realicen las curvas de crecimiento con el color correspondiente a cada tubo de ensayo, (altura de suspensión en función del tiempo) de las suspensiones presentes en cada uno de los tubos de ensayos.
 - b. Indiquen en el gráfico las variables y las unidades correspondientes para cada uno de los ejes.



4,5 puntos

3. Indiquen si los siguientes enunciados son verdaderos (V) o falsos (F).

Enunciado	V / F
En el tubo 3 se observa un crecimiento exponencial.	
En el tubo 2 se observa un crecimiento lineal.	
En el tubo 1 no se registra crecimiento ya que la levadura no se activó.	
En el tubo 2 se registra mayor crecimiento que en el tubo 3 ya que presenta condiciones más favorables para el crecimiento de la levadura.	

1 punto

4. Completen el siguiente texto con las palabras del catálogo:

Catálogo	bajas – oxígeno – diferentes – anaeróbicos – dióxido de carbono – aumento – catabólico – termosensibles – temperatura – orgánico – fermentación
----------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Las levaduras de la especie *Saccharomyces cerevisiae* son seres vivos, por lo tanto necesitan de ciertas condiciones ambientales estables para vivir y desarrollarse. Son microorganismos _____, ya que no pueden vivir y desarrollarse en medios con _____ temperaturas.

Las levaduras realizan el proceso de _____. Tienen la facultad de crecer en ambientes _____, es decir, no utilizan _____ en su metabolismo realizando la fermentación alcohólica. La fermentación es un proceso _____ que degrada moléculas orgánicas para transformarlas en otras moléculas más simples, su producto final es un compuesto _____.

En la experiencia realizada, el _____ de la altura de las suspensiones es debido al proceso que realizan las levaduras presentes. En las suspensiones que aumentaron su altura se puede observar, en la parte superior, la presencia de burbujas de _____ debido que éste es uno de los productos de la fermentación.

Las levaduras necesitan _____ condiciones óptimas para desarrollarse. Entre estas condiciones podemos nombrar, salinidad del sustrato, humedad, nutrientes y _____.

2,2 puntos

EXPERIENCIA 2

PROPIEDADES COLIGATIVAS: INVESTIGANDO EL AUMENTO EBULLOSCÓPICO

Existe un conjunto de propiedades químicas que tienen gran importancia a la hora de estudiar glaciares. Estas son las llamadas “propiedades coligativas”. Las propiedades coligativas son aquellas que dependen únicamente de la concentración de las partículas disueltas y no de la naturaleza de la solución. En otras palabras, dependen de la cantidad de moléculas de soluto disueltas pero no del tipo de soluto. Esta definición usualmente se cumple en soluciones diluidas que contienen solutos no volátiles.

Las cuatro propiedades coligativas más conocidas son el descenso de la presión de vapor, la presión osmótica, el aumento ebulloscópico y el descenso crioscópico. En particular, en esta experiencia trabajaremos con las últimas dos mencionadas.

- **Descenso crioscópico**

La temperatura de fusión de un solvente puro es mayor que la de una solución compuesta por cualquier soluto no volátil y dicho solvente. En otras palabras, cuando a un solvente se le añade un soluto no volátil, la temperatura de fusión disminuye respecto de la del solvente puro.

- **Aumento ebulloscópico**

La temperatura de ebullición de un solvente puro es menor que la de una solución compuesta por cualquier soluto no volátil y dicho solvente. En otras palabras, cuando a un solvente se le añade un soluto no volátil, la temperatura de fusión aumenta respecto de la del solvente puro.

Sabemos que en condiciones normales de presión el agua pura tiene una temperatura de fusión de 0 °C y una temperatura de ebullición de 100 °C pero, ¿qué pasa cuando deja de ser pura y tiene solutos disueltos? ¿A qué temperatura se derretirá un glaciar?

Resulta fundamental tener en cuenta las propiedades coligativas a la hora de estudiar glaciares debido al papel que éstas desempeñan en la formación y estabilidad de grandes masas de hielo. La presencia de solutos en el agua que dio lugar a los glaciares puede tener un efecto significativo en la temperatura de fusión de este hielo, lo que a su vez puede afectar la velocidad a la que se derriten los glaciares. La comprensión de las propiedades coligativas es esencial para entender cómo los glaciares se forman y cambian a lo largo del tiempo.

Objetivos:

- Determinar variaciones en el punto de ebullición del agua al agregarle solutos.
- Establecer una relación entre la cantidad de soluto adicionado y el punto de ebullición del agua.

Materiales:

- Agua destilada, 100 mL.
- Sal de mesa, 10 g.
- Etanol (alcohol etílico), 20 mL.
- Embudo, 1.
- Cuchara de plástico tamaño té, 1.
- Jeringa o pipeta de 10 mL, 1.
- Tubos de ensayo, 5.
- Gradilla, 1.
- Antiparras (gafas de laboratorio), 2.
- Mechero, 1.
- Fósforos o encendedor.
- Termómetro, 1.
- Varilla de vidrio, 1.
- Guantes descartables, 2 pares.
- Marcador indeleble, 1.

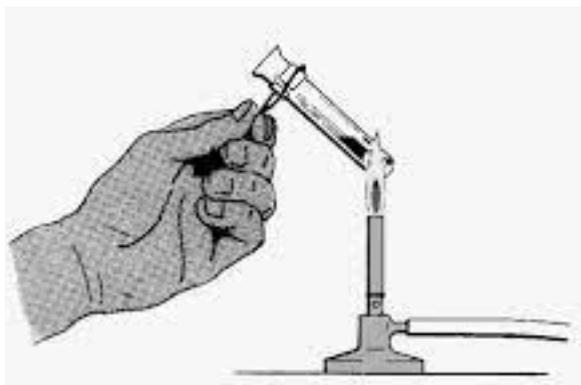
Procedimiento:

1. Enjuaguen el embudo y la cuchara de plástico utilizados en la experiencia anterior con agua destilada. Séquenlos utilizando una servilleta.
2. Rotulen 5 tubos de ensayo limpios y secos con las etiquetas: "Agua", "S1", "S2", "E1" y "E2".
3. Colóquense los guantes.
4. Llenen cada tubo con 10 mL de agua destilada utilizando la jeringa.
5. Observen el Tubo "Agua" y completen la **Tabla 2.1**.

6. Midan la temperatura del Tubo “Agua” y regístrenla en la **Tabla 2.2**.
7. Ayudándose con un embudo agreguen $\frac{1}{2}$ cucharadita de sal de mesa al Tubo “S1”, tapen el tubo con el dedo pulgar y agiten enérgicamente por 30 segundos para mezclar los componentes.
8. Repitan los pasos 5 y 6 para el Tubo “S1”.
9. Ayudándose con un embudo agreguen 1 cucharadita y media de sal de mesa al Tubo “S2”, tapen el tubo con el dedo pulgar y agiten enérgicamente por 30 segundos para mezclar los componentes.
10. Repitan los pasos 5 y 6 para el Tubo “S2”.
11. Utilizando la jeringa agreguen 1 mL de etanol al Tubo “E1”, tapen el tubo con el dedo pulgar y agiten enérgicamente por 30 segundos para mezclar los componentes.
12. Repitan los pasos 5 y 6 para el Tubo “E1”.
13. Utilizando la jeringa agreguen 4 mL de etanol al Tubo “E2”, tapen el tubo con el dedo pulgar y agiten enérgicamente por 30 segundos para mezclar los componentes.
14. Repitan los pasos 5 y 6 para el Tubo “E2”.
15. Quítense los guantes. **Es muy importante que se quiten los guantes antes de seguir con el paso 16.**
16. Prendan el mechero y colóquense las gafas.

¡IMPORTANTE!

Cuando coloquen el tubo en el mechero, ubíquelo levemente inclinado (como indica la imagen) de modo que la boca del mismo no apunte hacia ninguna persona. Si en algún momento el líquido comienza a salir de un tubo, retírenlo rápidamente del fuego.



17. Tomen el Tubo "Agua" utilizando una pinza de madera y coloquélo sobre la llama del mechero hasta que entre en ebullición, retírenlo e inmediatamente midan la temperatura del agua, procurando que el termómetro no toque las paredes del tubo, y registrenla en la **Tabla 2.2.**
18. Repitan el paso 17 con el resto de los tubos.
19. Apaguen el mechero. Si necesitan, pidan ayuda a un docente.

Tabla 2.1

Tubo	Tipo de mezcla (sustancia pura, homogénea, heterogénea)	Número de fases	Número de componentes
Agua			
S1			
S2			
E1			
E2			

3,75 puntos

Tabla 2.2

Tubo	Temperatura antes de calentar (°C)	Temperatura de ebullición (°C)	Variación de temperatura (°C)
Agua			
S1			
S2			
E1			
E2			

1,25 puntos

Actividades

1. Ordenen los tubos de menor a mayor según el punto de ebullición observado.

_____ < _____ < _____ < _____ < _____

1,2 puntos

2. Encierren en un círculo la palabra correcta de cada par de palabras para que el siguiente texto sea verdadero.

“El agregado de sal de mesa **aumenta/disminuye** el punto de ebullición del agua. Esta variación es **directamente/inversamente** proporcional a la cantidad de sal que contiene la solución, por lo que mientras más sal se añade al agua, **menor/mayor** es la variación. Esta propiedad coligativa se conoce como **ascenso ebulloscópico/descenso crioscópico**.

El agregado de etanol **aumenta/disminuye** el punto de ebullición del agua. En este caso la propiedad coligativa no se cumple porque el etanol es un soluto **volátil/líquido**. El fenómeno observado se debe a que el etanol tiene una presión de vapor **baja/alta**, es decir, tiende a escapar del recipiente con facilidad y requiere de **menos/más** temperatura para evaporarse.”

2 puntos

3. Ya vimos cómo se modifica el punto de ebullición del agua al agregar solutos de distinta naturaleza y en diferentes concentraciones. Pero ¿qué pasara con el punto de fusión? ¿Podrían verse afectados los glaciares si aumenta su concentración de sal?

El descenso crioscópico puede calcularse a través de la siguiente ecuación:

$$T_{F(SV)} - T_{F(SN)} = k_F \cdot m$$

Donde $T_{F(SV)}$ es la temperatura de fusión del solvente puro, $T_{F(SN)}$ la temperatura de fusión de la solución, k_F la constante de fusión del solvente y m la molalidad de la solución, expresada en $\frac{\text{mol}_{\text{solute}}}{\text{kg}_{\text{solvente}}}$.

Suponiendo que en 1 cucharadita entran 4 g de sal de mesa, calculen el descenso crioscópico que experimentarían las muestras de los tubos con sal de mesa con los que trabajaron durante la experiencia. Completen la **Tabla 2.3**.

Densidad del agua: 1 g/ml

k_F del agua: 1,86 °C . kg/mol

Masa molar del NaCl: 58 g/mol

Tabla 2.3

Tubo	Masa de NaCl (g)	Número de moles de NaCl	Molalidad de la solución (mol/kg)	Variación de temperatura esperada (°C)	Temperatura de fusión del agua en condiciones de presión normal (°C)
Agua pura					
S1					
S2					

3,75 puntos

4. En base a lo completado en la Tabla 3, indiquen si los siguientes enunciados son verdaderos (V) o falsos (F). En todos los casos suponga que el único soluto disuelto es la sal de mesa.

Enunciado	V / F
El agua de un glaciar se derrite a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ya que no tiene solutos disueltos.	
El cloruro de sodio disuelto en un glaciar provoca que el punto de fusión del hielo sea menor que cuando éste es formado a partir de agua totalmente pura.	
Mientras más cloruro de sodio tiene el glaciar, más baja es su temperatura de fusión.	

0,75 puntos

EXPERIENCIA 3

DETERMINACIÓN DEL CALOR LATENTE DE FUSIÓN DEL AGUA

Existe en la naturaleza un fenómeno que bien todos conocemos y es que, en general, si una sustancia recibe o absorbe una cierta cantidad de energía (en forma de calor), su temperatura aumentará. Contrariamente, si una sustancia cede cierta cantidad de energía (en forma de calor), su temperatura disminuirá. Si se quiere modificar la temperatura de una sustancia de masa m de T_1 a T_2 , encontramos que esta cantidad de energía, representada con la letra Q y denominada calor o cantidad de calor, es proporcional a esta diferencia de temperatura y a la masa m . En particular, podemos calcular esta cantidad de calor de la siguiente manera:

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T \quad \text{(Ecuación 3.1)}$$

Donde c_e es una cantidad que depende de cada material, denominada calor específico del material. Para el caso del agua líquida a temperatura ambiente, el calor específico es:

$$c_e = 4,184 \text{ J/g.K}$$

Sin embargo, existen situaciones en las cuales la absorción de calor no genera un cambio de temperatura, sino un cambio de estado. Por ejemplo, si un sólido está absorbiendo calor, llegará a un punto en el cual su temperatura dejará de aumentar y comenzará a fundirse (pasará a estado líquido). Este punto es denominado punto de fusión de la sustancia, y la temperatura a la cual ocurre se denomina temperatura de fusión. Si bien esta temperatura depende de condiciones como la presión y la humedad, sabemos que a presión atmosférica la temperatura de fusión del agua es de 0°C .

Así como la temperatura de fusión es diferente para cada sustancia, la cantidad de calor que se necesita para fundirse también depende de cada material y puede determinarse con la siguiente expresión:

$$Q_{\text{Fusión}} = m \cdot L_{\text{Fusión}} \quad \text{(Ecuación 3.2)}$$

donde m es la masa y $L_{\text{Fusión}}$ es el calor latente de fusión de la sustancia.

Si tenemos un sistema aislado del ambiente, en el cual diferentes componentes se encuentran a distintas temperaturas, inevitablemente los componentes de mayor temperatura cederán energía en forma de calor, mientras que aquellos componentes a menor temperatura absorberán energía en forma de calor, hasta que se alcance el equilibrio térmico y todos los componentes del sistema tengan la misma temperatura final (temperatura de equilibrio) T_e .

Por conservación de la energía, en este tipo de situaciones tendremos que:

$$Q_{\text{Absorbido}} = -Q_{\text{Cedido}} \quad (\text{Ecuación 3.3})$$

Objetivo:

- Determinar el calor latente de fusión del agua.

Materiales:

- Recipiente de telgopor de 500 ml de capacidad con tapa perforada, 1.
- Termómetro, 1.
- Agua entre 60 °C y 70 °C (agua caliente), 200 ml.
- Cubos de hielo, 3.
- Martillo, 1.
- Balanza, 1.
- Pinza metálica, 1.
- Tupper o recipiente de plástico, 1.

Procedimiento:

1. Tomen el termómetro e insértenlo cuidadosamente en la tapa de telgopor, como muestra la **Figura 3.1**. Es importante que el termómetro quede sostenido firmemente en la tapa. Durante el resto de la experiencia el termómetro debe quedar colocado allí.

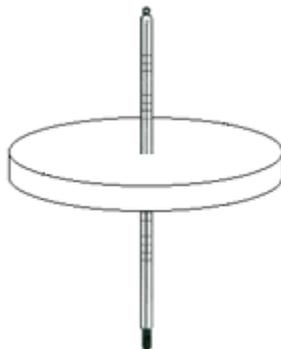


Figura 3.1

2. Enciendan la balanza y una vez que ésta mida 0 g, coloquen encima el recipiente de telgopor (con su tapa y termómetro). Esta medición se denominará m_c . Regístrenla en la **Tabla 3.1**. Llamaremos a este recipiente calorímetro.
3. Agreguen 200 ml de agua caliente dentro del recipiente y cierren la tapa. Ajusten la altura del termómetro de tal manera que el bulbo quede totalmente sumergido en el agua, pero sin tocar el fondo ni las paredes del recipiente.
4. Midan la temperatura del agua. Esta medición se denominará T_i , registren dicha temperatura en la **Tabla 3.1**.
5. Midan la masa del calorímetro más el agua caliente m_{c+cal} . Registren esta medición en la **Tabla 3.1**.
6. Calculen la masa del agua caliente $m_{a cal}$. Registren esta medición en la **Tabla 3.1**.
7. Coloquen 3 cubos de hielo dentro del tupper y con precaución, con ayuda del martillo, rompan cada cubo en 2 ó 3 partes. Con las servilletas sequen los trozos de hielo manteniéndolos dentro del tupper. Es importante NO triturar completamente el hielo.
8. Con ayuda de la pinza, introduzcan los trozos de hielo dentro del calorímetro, y vuelvan a taparlo rápidamente intentando evitar tenerlo destapado innecesariamente.
9. Agiten suavemente el calorímetro para homogeneizar la temperatura de la mezcla.
10. Observen el termómetro y, cuando la temperatura se haya estabilizado (equilibrio térmico), regístrenla en la **Tabla 3.1** como T_f . Para asegurar que se llegó a este punto de equilibrio, revisen el interior del calorímetro para constatar que se hayan derretido los hielos introducidos.

11. Midan la masa final del calorímetro + agua caliente + hielo derretido y registren este valor en la **Tabla 3.1**, como $m_{c+a cal+h}$.
12. Calculen la masa de hielo m_h introducida inicialmente. Completen la **Tabla 3.1** con el resultado.

Tabla 3.1

m_c (g)	T_i (°C)	m_{c+cal} (g)	$m_{a cal}$ (g)	T_f (°C)	$m_{c+a cal+h}$ (g)	m_h (g)

7 x 0,5 puntos = 3,5 puntos

Actividades

1. Completen la siguiente tabla, indicando si el componente mencionado absorbe o cede energía, y si sufre un cambio de estado o una variación de temperatura.

Componente del sistema	Absorbe calor / Cede calor	Cambio de estado / Variación de temperatura
Hielo		
Agua proveniente del hielo fundido		
Agua caliente		

4,5 puntos

2. La **Ecuación 3.3** para este caso puede reescribirse del siguiente modo:

$$L_f \cdot m_h + m_h \cdot c_{e\text{ agua}} \cdot (T_f - T_h) = m_{a\text{ cal}} \cdot c_{e\text{ agua}} \cdot (T_i - T_f) + m_c \cdot c_{e\text{ telgopor}} \cdot (T_i - T_f)$$

(Ecuación 3.4)

Indiquen qué representa cada uno de los siguientes términos:

$L_f \cdot m_h$	
$m_h \cdot c_{e\text{ agua}} \cdot (T_f - T_h)$	
$m_{a\text{ cal}} \cdot c_{e\text{ agua}} \cdot (T_i - T_f)$	
$m_c \cdot c_{e\text{ telgopor}} \cdot (T_i - T_f)$	

3 puntos

3. De la **Ecuación 3.4**, despejen el calor latente de fusión del agua L_f y, utilizando los valores obtenidos en la **Tabla 3.1**, obtengan su valor.

$C_{e\ telgopor}$: calor específico del telgopor (1,100 J/g.K)

Calor latente de fusión del agua L_f

4,1 puntos