



**UNIVERSIDAD MICHOACANA DE SAN  
NICOLÁS DE HIDALGO**

**FACULTAD DE BIOLOGÍA**



**ÁREA ACADÉMICA DE QUÍMICA**

**MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO**

**DE**

**FISICOQUÍMICA**

**Elaborado por:**

**Q. Rosa María Torres Ponce de León**  
**I.Q. María Silvia Aguilera Ríos**  
**M.C. Idolina Molina León**  
**I.Q. José Antonio Hernández Anguiano**  
**I.Q. Martín Jesús Mejía**  
**Biol. Ma. Salud Rosas Murillo**



**UNIVERSIDAD MICHOACANA DE SAN NICOLÁS DE HIDALGO**

**FACULTAD DE BIOLOGÍA**

**MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE**

**FISICOQUÍMICA**

**Nombre del alumno** \_\_\_\_\_

**Matrícula:** \_\_\_\_\_

**Sección:** \_\_\_\_\_

**Nombre del Profesor:** \_\_\_\_\_

**Nombre del Técnico Académico:** \_\_\_\_\_

**Revisado en Enero del 2025 por:**

**Q.F.B. Francisco Javier Gaona Zamudio  
M.E. y D Mariela Roque Flores  
I.Q. María Silvia Aguilera Ríos**



<b>CONTENIDO</b>	<b>PÁGINA</b>
Reglamento Interno del Laboratorio	7
<b>PRÁCTICA 1</b>	9
Gases. Comprobación de la Ley de Boyle	
<b>PRÁCTICA 2</b>	17
Termodinámica. Determinación de la Capacidad Calorífica	
<b>PRÁCTICA 3</b>	25
Termodinámica. Determinación del Calor de Reacción	
<b>PRÁCTICA 4</b>	31
Termodinámica. Determinación del Calor de Combustión	
<b>PRÁCTICA 5</b>	37
Termodinámica. Calor de Fusión del hielo	
<b>PRÁCTICA 6</b>	43
Soluciones. Determinación del Peso Molecular por Crioscopia	
<b>PRÁCTICA 7</b>	49
Soluciones. Determinación del Factor de van't Hoff en una salmuera a través de la elaboración de helado	
<b>PRÁCTICA 8</b>	55
pH y Soluciones Amortiguadoras. Soluciones Amortiguadoras	
<b>PRÁCTICA 9</b>	59
pH y Soluciones Amortiguadoras. Punto Isoeléctrico de las Proteínas	
<b>PRÁCTICA 10</b>	65
Sistemas Coloidales. Dispersiones coloidales	
<b>APÉNDICE.</b> Tablas de Constantes y Equivalencias	73
<b>BIBLIOGRAFÍA</b>	77



## REGLAMENTO INTERNO DEL LABORATORIO

1. Asistir puntualmente.
2. Traer y portar bata de manga larga preferentemente de algodón.
3. No introducir alimentos al laboratorio.
4. Comportarse disciplinadamente.
5. No fumar dentro del laboratorio.
6. Si el alumno llega a romper algún material, este deberá reponerlo en un lapso no mayor a 15 días. En caso de no hacerlo se sancionará ante la Secretaría Académica de la Facultad para su retención de calificaciones.
7. El laboratorio será aprobatorio con la asistencia, entrega de reportes de las prácticas que vienen en el manual y el examen.

## EVALUACIÓN

1. Se requiere como mínimo 80% de asistencia al laboratorio
2. La calificación del laboratorio debe ser aprobatoria
3. La calificación del laboratorio es:
  - a) Trabajo de laboratorio **10 %**
  - b) Reportes de prácticas en el manual **40 %**
  - c) Primera evaluación práctica **25%**
  - d) Segunda evaluación práctica **25 %**
4. Si el alumno reprueba laboratorio esta automáticamente en el examen extraordinario de toda la materia.





# PRÁCTICA 1

## COMPROBACIÓN DE LA LEY DE BOYLE

### INTRODUCCIÓN

En 1662 Robert Boyle realizó una serie de experimentos con los cuales determinó el efecto que ejerce la presión sobre una determinada masa de aire.

El aparato de Boyle consiste en un sencillo tubo de vidrio doblado en sus extremos y cerrado por uno de ellos, en donde después de introducir un poco de mercurio y dejando consecuentemente cierta cantidad de aire aislado, midió el volumen de esta para distintas cantidades de mercurio que iba introduciendo por el extremo abierto.

De forma cuantitativa se comprende que cuando se aumenta la presión que actúa sobre el aire encerrado, a temperatura constante, el volumen que este ocupa se reduce.

### OBJETIVO

Comprobar que el volumen de una determinada masa de gas varía de forma inversamente proporcional a la presión a una temperatura constante.

### MATERIAL

Manómetro  
Jeringa

### REACTIVOS

Aire  
Mercurio

### PROCEDIMIENTO

1. En un tubo con forma de "U" sostenido sobre una escala de manómetro, introducir una pequeña cantidad de mercurio que deberá quedar a la misma altura de ambos lados inicialmente (ambos extremos abiertos) cerrar el extremo izquierdo y medir el volumen de aire atrapado, anotando como volumen inicial. La presión atmosférica para la ciudad de Morelia es de 608 mm de Hg.
2. Agregar otra cantidad de mercurio por el extremo abierto para aumentar la presión, determinar de acuerdo a la escala las lecturas de ambos lados del manómetro, la diferencia entre los dos lados indica la presión en el manómetro; el volumen se determina en el extremo izquierdo (cerrado), anotándose la nueva lectura.
3. Repetir el paso 2.

## RESULTADOS

Tabular los valores de presión y de volumen de aire por cada paso, comprobar que el producto PV (presión por volumen) es constante para la cantidad fija de aire cuando la temperatura permanece constante ( Ley de Boyle ).

**VOLUMEN INICIAL DE AIRE EN COLUMNA IZQUIERDA EN cm<sup>3</sup> :**

<b>TABLA 1.1 TABULACION DE RESULTADOS DE LA LEY DE BOYLE</b>										
	Altura derecha (mm Hg) hd	Altura izquierda (mm Hg) hi	Presión manométrica (mm Hg) $\Delta h = h_d - h_i$	Presión atmosférica (mm Hg)	Presión absoluta (mm Hg)	Presión absoluta (atm)	Volumen de aire (cm <sup>3</sup> )	Volumen de aire (L)	K= PV (atm x L)	1/V (1/L)
1				608						
2				608						
3				608						
4				608						
5				608						
6				608						
7				608						
8				608						
9				608						
10				608						

donde:  $P_{abs} = P_{man} + P_{atm}$

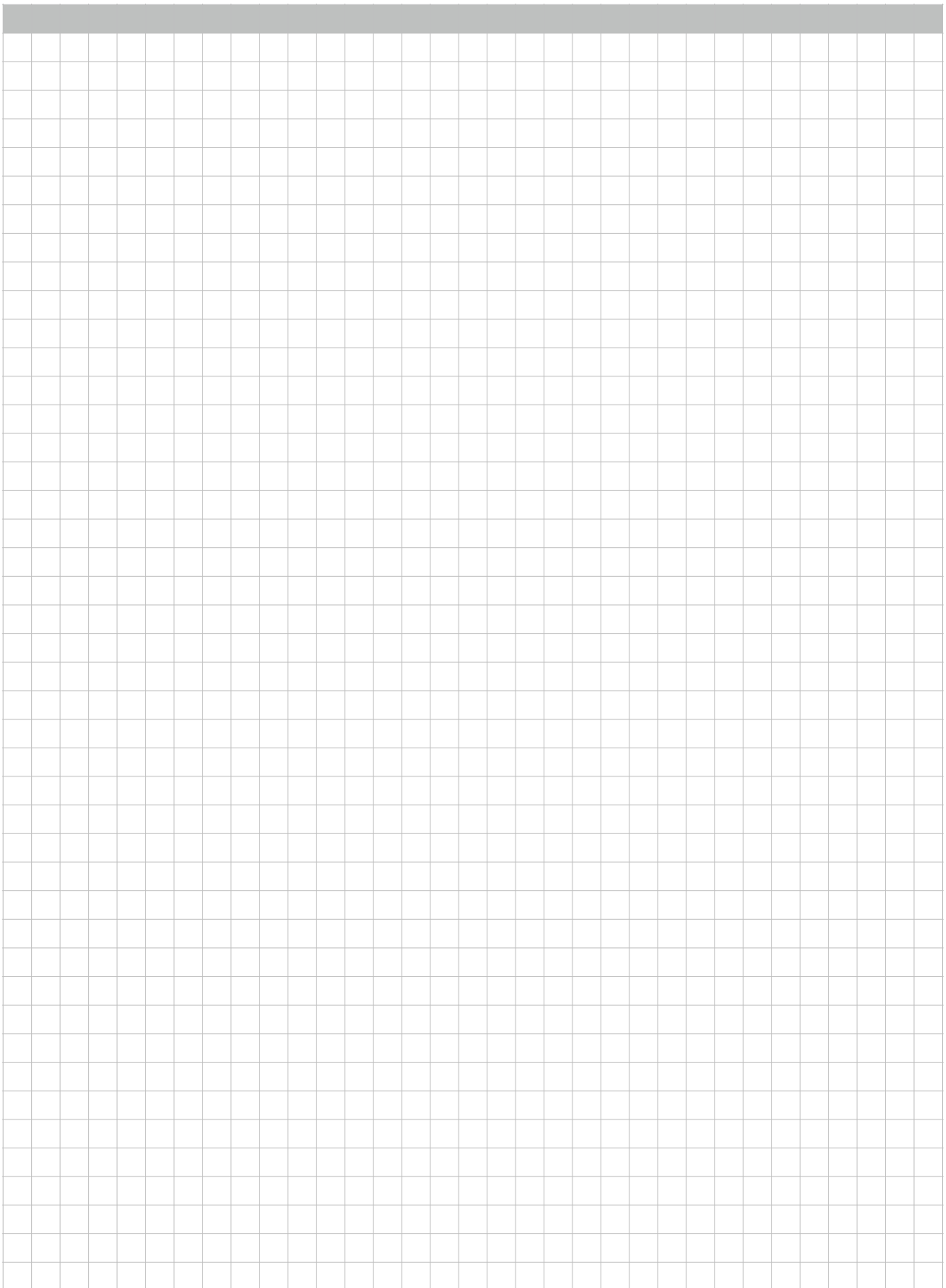
1 atm = 760 mmHg

1 L = 1000 cm<sup>3</sup>

1) Con los valores de presión absoluta en atm y el volumen en L obtenidos en la tabla 1.1 realizar una gráfica en la siguiente página correspondiente.

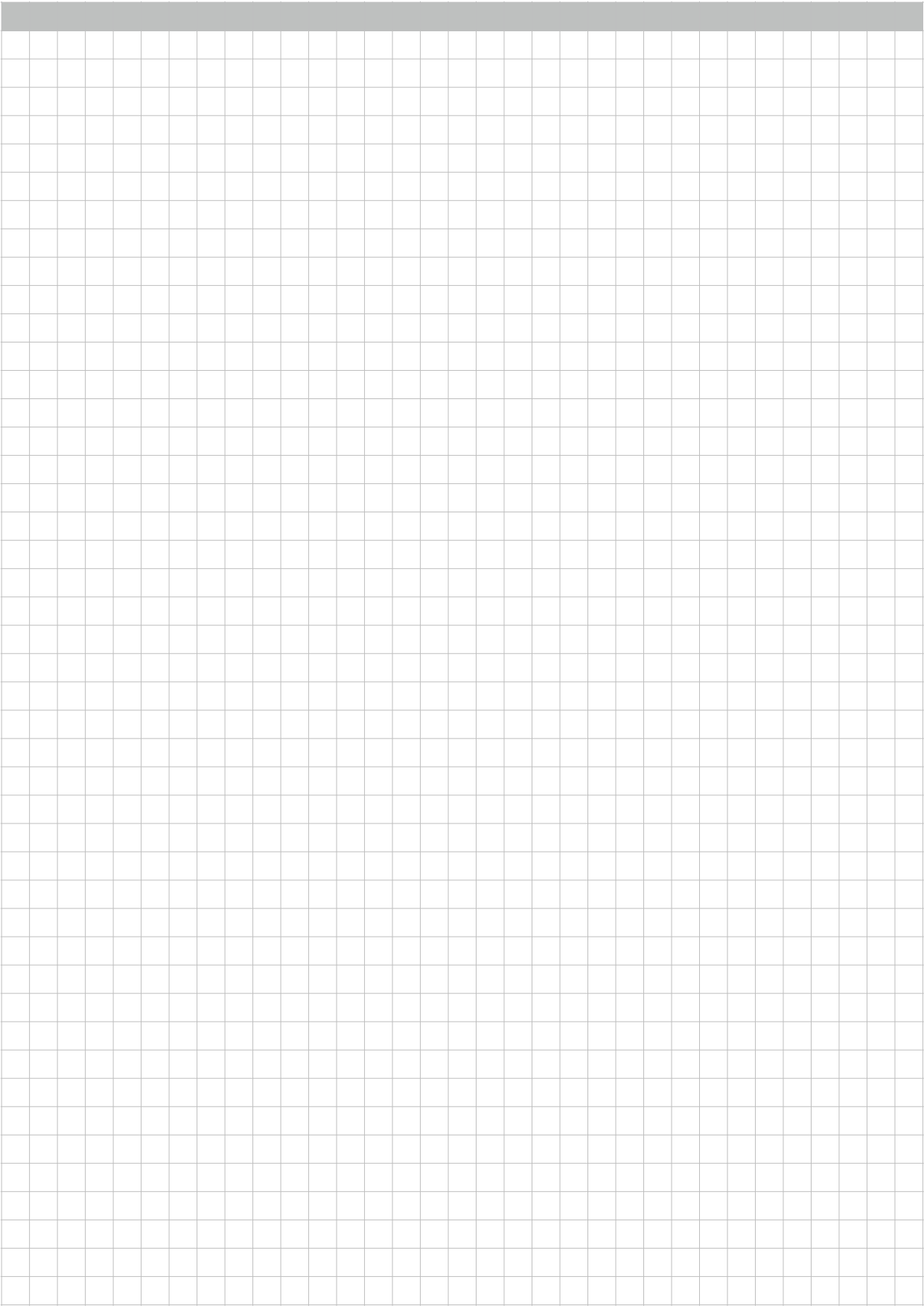
2) Con los valores de P en atm y (1/V) en L, elaborar otra gráfica, la cual se deberá ajustar por el método de mínimos cuadrados. Determinar la ecuación del experimento y graficar los nuevos valores obtenidos en la página correspondiente.

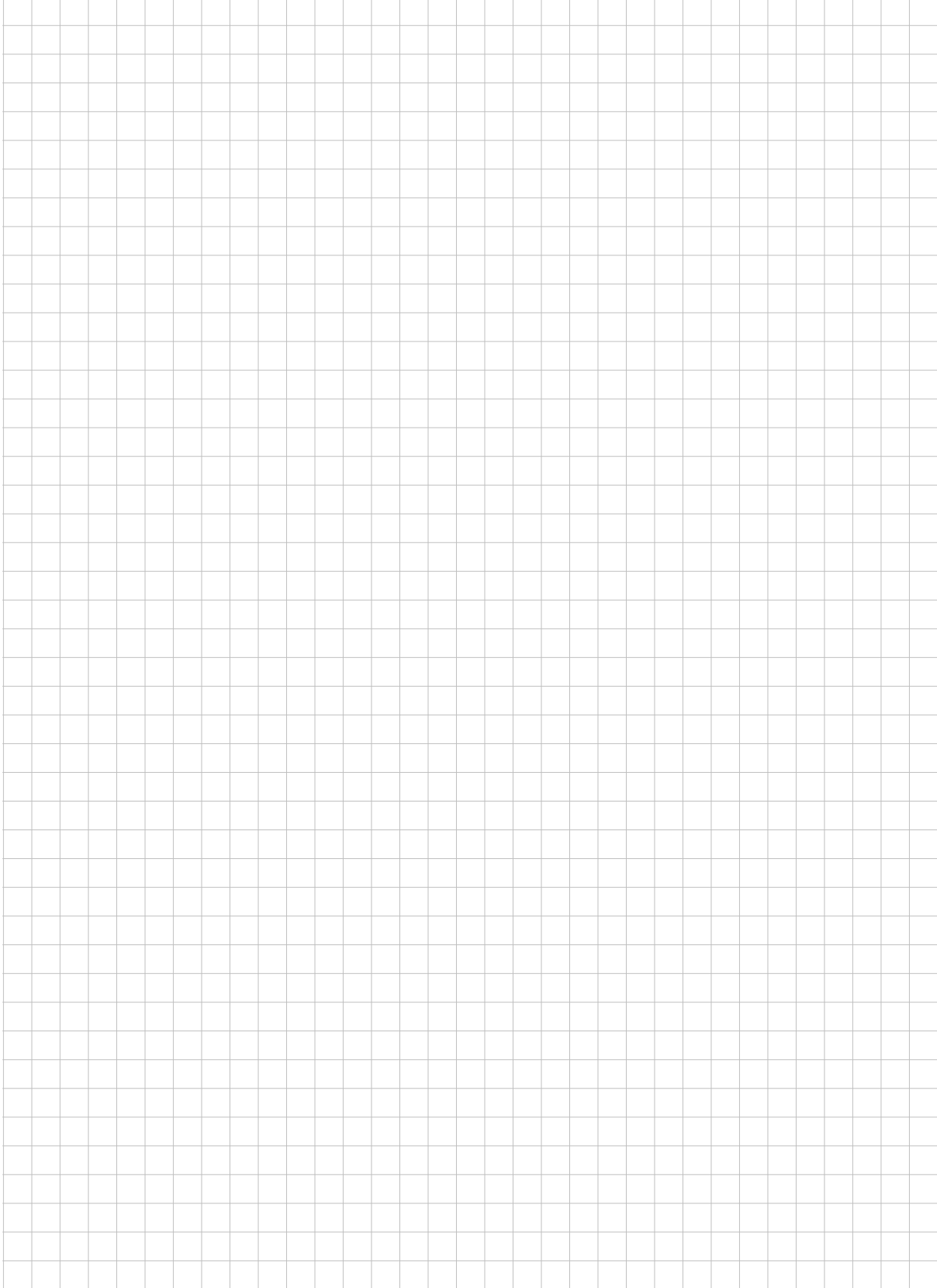
# CÁLCULOS



## ESQUEMAS

**GRÁFICAS**





## CUESTIONARIO

1. Defina la Ley de Boyle

---

---

---

---

---

2. ¿Qué importancia biológica tiene la Ley de Boyle? Da 2 ejemplos.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

3. ¿Qué factores dentro del experimento se deben controlar para que dicha ley se cumpla?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## PRÁCTICA 2

### DETERMINACIÓN DE LA CAPACIDAD CALORÍFICA

#### INTRODUCCIÓN

La capacidad calorífica molar de una sustancia es la cantidad de calor necesaria para aumentar un grado centígrado la temperatura de una mol de dicha sustancia (C). Si la masa considerada es un gramo, la capacidad calorífica se denomina calor específico. La capacidad calorífica y el calor específico de las sustancias pueden determinarse si el proceso se efectúa a volumen o a presión constante, designándose  $C_V$  y  $C_P$  respectivamente, sus valores varían en función de la temperatura. Para las medidas experimentales de la capacidad calorífica, es necesario recordar que el calor ganado debe ser exactamente igual al calor perdido, por esta razón se debe conocer la capacidad calorífica del recipiente donde se efectúa la medida, puesto que también consume calor.

#### OBJETIVO

Determinar la capacidad calorífica de un calorímetro simple y utilizarla para obtener la capacidad calorífica del aluminio

#### MATERIAL

Calorímetro  
Agitador de vidrio  
Termómetro de -10 a 110°C  
Probeta de 100 mL  
Vaso de precipitados de 500 mL  
Tubo de ensayo con tapón de rosca de 29 x 200 mm.  
Mechero  
Soporte y anillo

#### REACTIVOS

Agua  
Aluminio metálico en granalla

**Anotar el número del calorímetro \_\_\_\_\_**

**NOTA: No colocar el calorímetro a calentamiento sobre la rejilla**

#### PROCEDIMIENTO

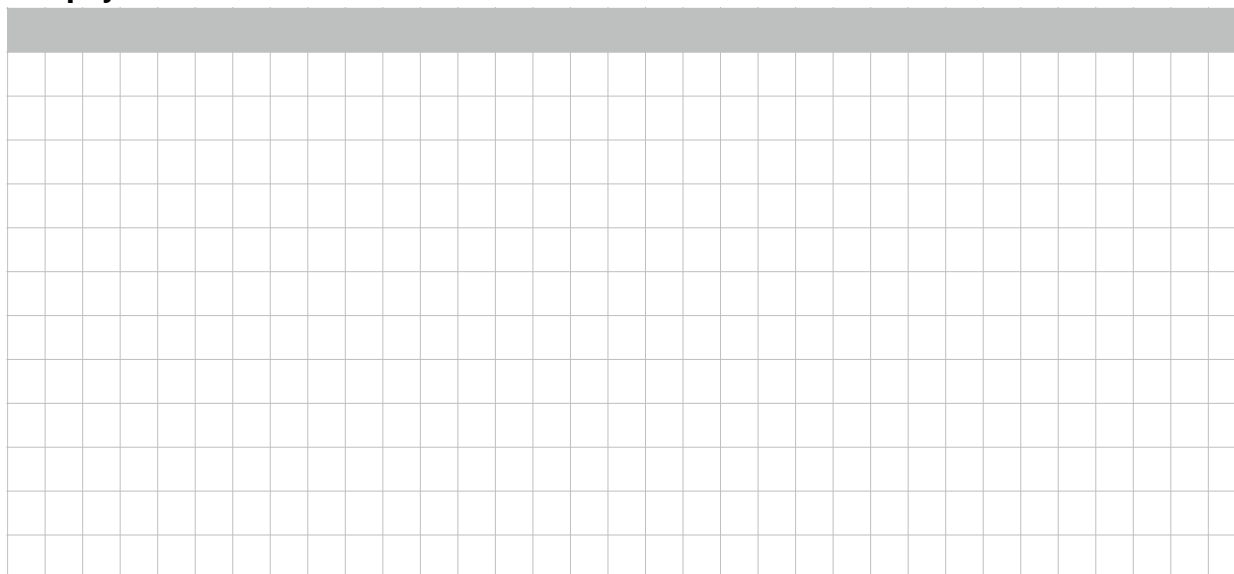
##### I. CAPACIDAD CALORÍFICA DEL CALORÍMETRO ( C ).

1. Fijar el termómetro a la tapa del calorímetro.
2. Destapar cuidadosamente el calorímetro y verter 75 mL de agua a temperatura ambiente, tapar y agitar hasta obtener una lectura constante de la temperatura ( $T_1$ ). Una vez obtenida, determinar el peso en gramos del agua en el calorímetro ( $W_1$ ).

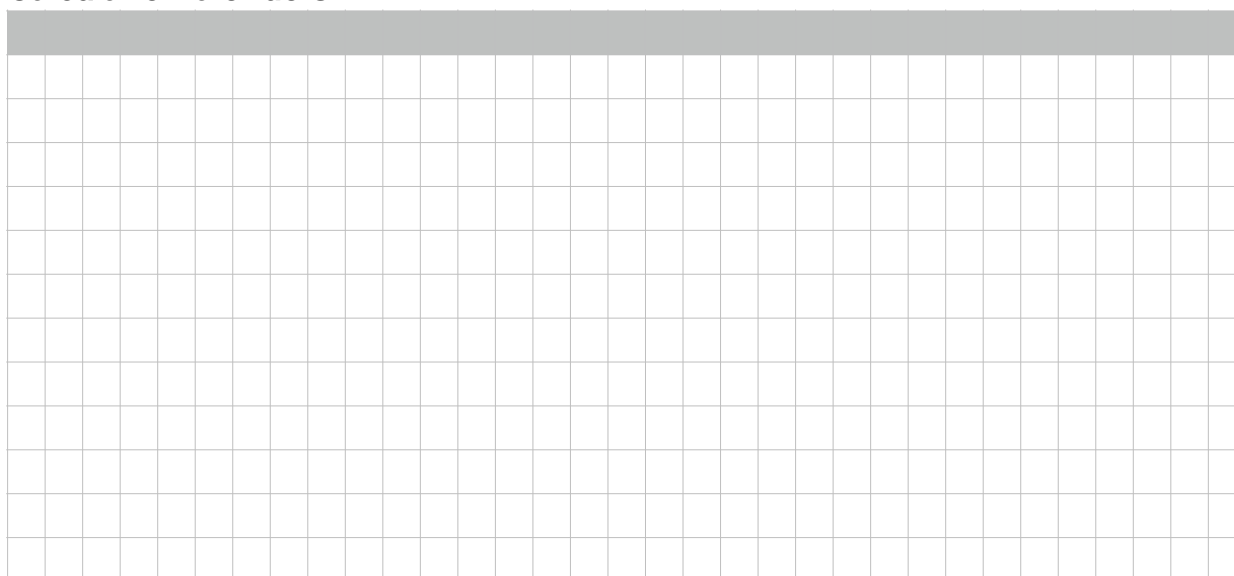
3. En un vaso de precipitado de 500 mL conteniendo agua, introducir una probeta que contenga 25mL de agua destilada, calentar hasta que la temperatura sea constante a 40°C ( $T_2$ ); sacar el termómetro y leer el volumen del agua ( $V_2$ ) y agregar lo más rápidamente posible al calorímetro, agitar con cuidado de no romper el termómetro y anotar la temperatura más alta obtenida en el calorímetro ( $T_3$ ). Determinar el peso del agua agregada con una pesada por diferencia ( $W_2$ ).
4. Para calcular la capacidad calorífica ( $C$ ) del calorímetro, aplicar la ecuación siguiente, considerando que el calor específico del agua ( $C_{Pa}$ ) es igual a 1 cal/g °C.

$$C_{Pa} W_2 (T_2 - T_3) = (C + C_{Pa} W_1) (T_3 - T_1)$$

**Despejar de la fórmula anterior C**

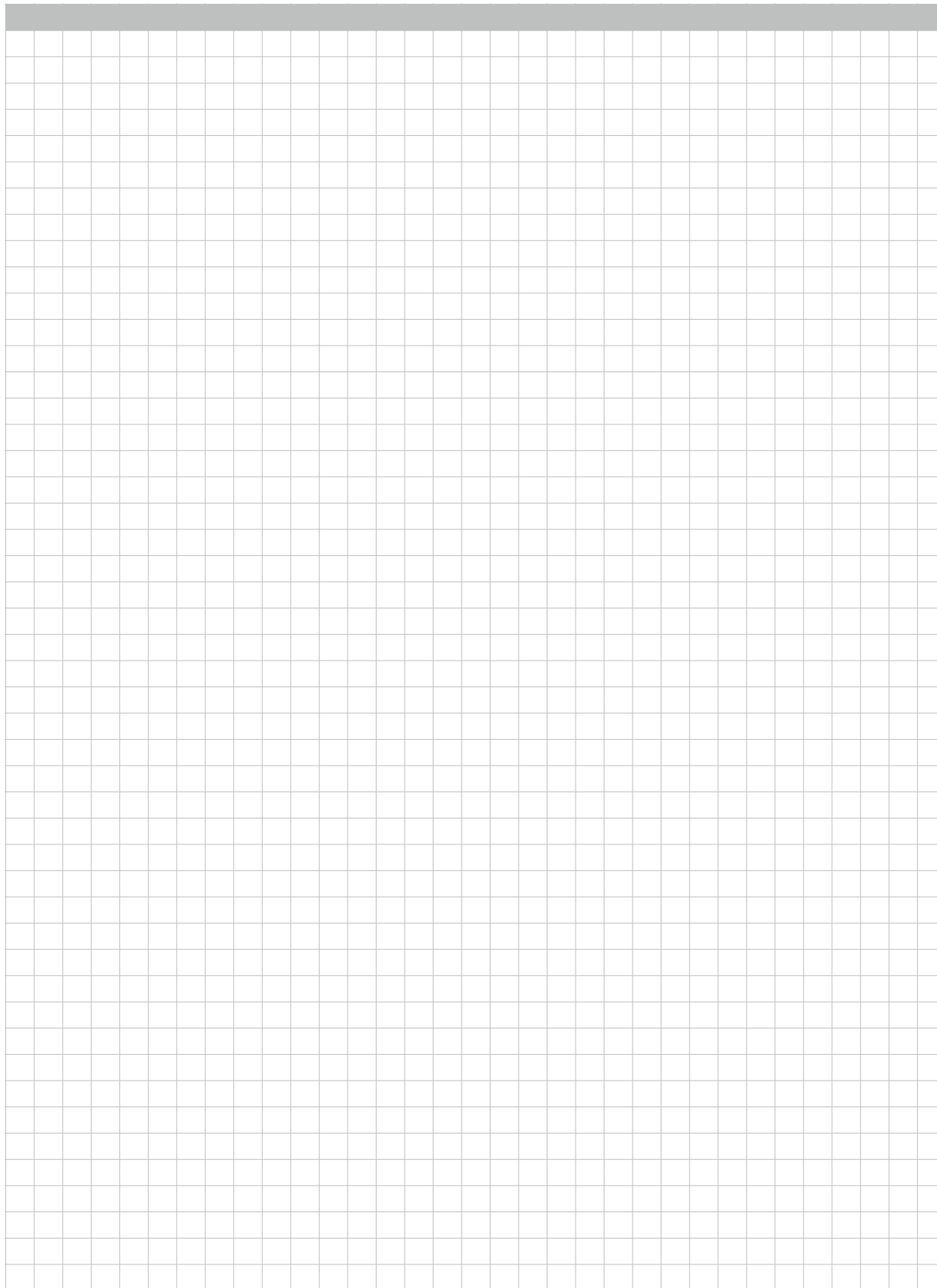


**Calcular el valor de C**





## CÁLCULOS



## ESQUEMAS

## CUESTIONARIO

1. En los gases monoatómicos ¿Qué valores toman  $C_P$  y  $C_V$ ? y ¿Qué relación existe entre ellos?

---

---

---

---

2. ¿En la evaporación del agua de un lago utilizamos  $C_P$  o  $C_V$ ? Explicar por qué

---

---

---

---

3. ¿Cómo influye la temperatura en los valores de  $C_P$  y  $C_V$ ?

---

---

---

---

4. En los sólidos ¿Qué otro nombre recibe el calor específico de una sustancia?

---

---

---

---

5. Da algunos ejemplos donde sea útil conocer el  $C_P$  de una sustancia.

---

---

---

---

**CONCLUSIONES**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**BIBLIOGRAFÍA**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---





## PRÁCTICA 3 CALOR DE REACCIÓN

### INTRODUCCIÓN

Se denomina calor de reacción a la cantidad de calor desprendido (reacción exotérmica) o absorbido (reacción endotérmica) durante las reacciones químicas. En general los cambios caloríficos dependen de la naturaleza química de las sustancias que participan en la reacción, tanto de los reactivos como los productos; otros factores que los afectan son: la concentración, la temperatura y la presión.

El aparato que se utiliza para determinar el calor de reacción se denomina calorímetro. El calor de una reacción se mide como su cambio de entalpía ( $\Delta H$ ) ya que se efectúa de preferencia a presión constante y su valor es igual a la diferencia de la suma de las entalpías de los productos ( $\Sigma\Delta H_p$ ) menos la suma de las entalpías de los reactivos ( $\Sigma\Delta H_r$ ).

$$\Delta H = \Sigma\Delta H_p - \Sigma\Delta H_r$$

Por convención, la entalpía molar de los elementos es igual a cero, en las condiciones estándar de presión (1 atm) y de temperatura (25°C).

El cambio de calor de (n) moles de una sustancia puede medirse a volumen constante ( $\Delta U$ ) y a presión constante ( $\Delta H$ ):

$$\Delta H = q_p = n C_p \Delta T$$

$$\Delta U = q_v = n C_v \Delta T$$

En general de acuerdo con la Ley de Hess, los cambios de entalpía no dependen del cambio seguido por la reacción, sino del estado final y del estado inicial.

La variación de calor o cambio de entalpía ( $\Delta H$ ) de reacción química recibe denominaciones diferentes según la naturaleza de la reacción: calor de neutralización, calor de ionización, calor de combustión, calor de formación, calor de precipitación, etc.

### OBJETIVO

Medir el calor de reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio en solución acuosa.

## MATERIAL

Calorímetro  
Probeta de 100 mL  
Termómetro de -10 a 120 °C  
Vaso de precipitados de 500 mL  
Tripie y tela de asbesto

## REACTIVOS

Solución de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) 1 N  
Solución de hidróxido de sodio (NaOH) 1 N

## PROCEDIMIENTO

Usar el calorímetro utilizado en la práctica 2, cuya capacidad calorífica fue determinada.

1. Verter en el calorímetro 50 mL de solución ácido sulfúrico 1 N, y agitar hasta obtener una temperatura (**T<sub>1</sub>**) de manera constante.
2. En una probeta medir 50 mL de solución 1 N de hidróxido de sodio a la (**T<sub>1</sub>**) y colocar en el calorímetro que contiene ácido, introducir un termómetro y agitar; si la temperatura es mayor que la del calorímetro, se considera como una temperatura (**T<sub>2</sub>**).

Temperatura de la solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1 N.

$$T_1 = (T_1 + 273.15) = \text{_____} K$$

3. Anotar la temperatura del calorímetro cada 10 segundos hasta obtener la lectura máxima (**T<sub>1</sub>**).

Temperatura máxima de la reacción.

$$T_2 = (T_2 + 273.15) = \text{_____} K$$

Para los cálculos considerar que el calor específico ( $C_p$ ) de la solución de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es igual a 0.997 cal/g °K y que su densidad ( $\rho$ ) es igual a 1.030 g/mL.

## REACCIÓN

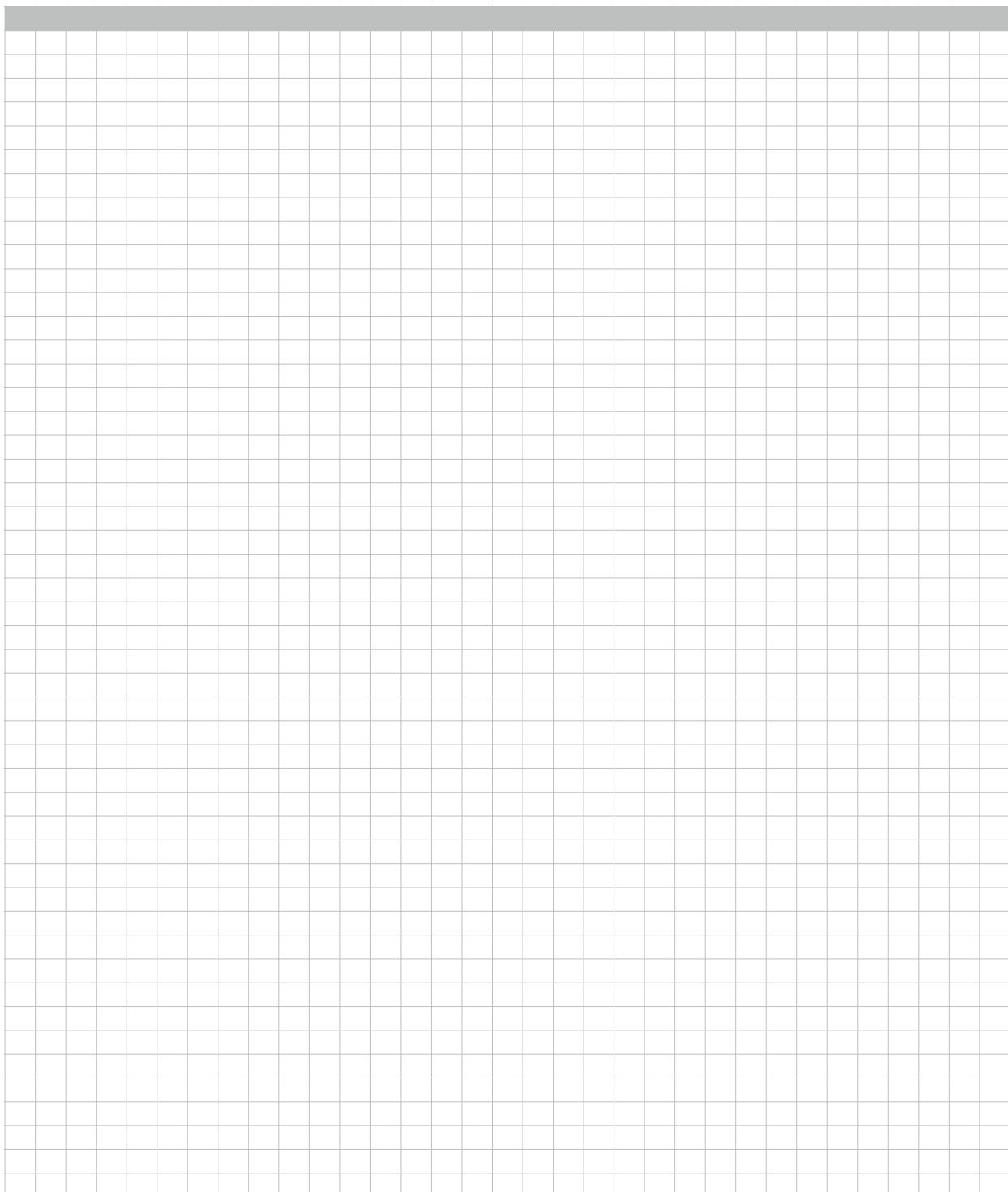
Escribe los nombres de productos y reactivos, balancea la reacción y escribe los estados de agregación de las sustancias.



## CÁLCULOS Y RESULTADOS:

1. Calcula el calor de la neutralización de la reacción utilizando la capacidad calorífica (C) del calorímetro determinada en el práctica 2; aplica la fórmula siguiente:

$$q = C + (V \cdot \rho \cdot C_P) (T_2 - T_1)$$



## ESQUEMAS

## CUESTIONARIO

1. ¿Qué es la Termoquímica?

---

---

---

---

2. Explique que es la Ley de Hess y en dónde se aplica

---

---

---

---

---

---

---

3. Definir calor de neutralización

---

---

---

---

4. Definir calor de formación

---

---

---

---

## **CONCLUSIONES**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## **BIBLIOGRAFÍA**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## PRÁCTICA 4 CALOR DE COMBUSTIÓN

### INTRODUCCIÓN

La determinación del poder calorífico que proporcionan los alimentos, es importante porque nos permite establecer un balance energético de consumir (comida) y desgaste (trabajo).

Como una forma de ilustrar y determinar la energía contenida en un alimento, procederemos a realizar una reacción de combustión utilizando una nuez. El calentamiento de una porción de agua, por medio de la combustión de la nuez, permite establecer su poder calorífico a través de un cambio de temperatura en el agua; se considera que la nuez esta completamente compuesta de grasa (en realidad solo tiene el 85 %).

Una forma de expresar el calor es en calorías. Una caloría se define como la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura en 1 °C de un gramo (mL) de agua.

**Calorías = cambio de temperatura (°C) x volumen de agua (mL)**

Otra forma de expresar el calor producido por una sustancia es el número de calorías por gramo. En consecuencia se puede utilizar esta fórmula para convertir la masa de la nuez y calcular su número de calorías por gramos.

**Calorías/gramos = número de calorías calculado / masa**

Una Kcal (1000 calorías) es la unidad medida utilizada por los nutriólogos para determinar el contenido energético de los alimentos.

$$q = m C_{Pa} \Delta T$$

$$C_{Pa} = 1 \text{ cal / g grado}$$

**Nota: considerar que m = masa del agua**

### OBJETIVO

Determinar el poder calorífico de una nuez de cáscara lisa.

### MATERIAL

Matraz Erlenmeyer de 250 mL  
Clips  
Lata pequeña sin tapa  
Termómetro de -10 a 110°C  
Probeta graduada de 100 mL  
Soporte universal  
Pinzas para soporte

### REACTIVOS

Nuez pelada  
Agua

## PROCEDIMIENTO

1. Pesar la mitad de la nuez.
2. En un matraz Erlenmeyer de 250 mL colocar 100 mL de agua y anotar la temperatura.
3. Colocar el clip como se muestra en la figura 4.1 para hacer un soporte para la nuez.
4. Montar el aparato como se muestra en la figura 4.1.
5. Encender la nuez y colocar por encima de ella el matraz con el agua como se muestra en la figura 4.1
6. Determinar la temperatura más alta que se alcance en el agua (el termómetro debe encontrarse ligeramente debajo de la superficie del agua).

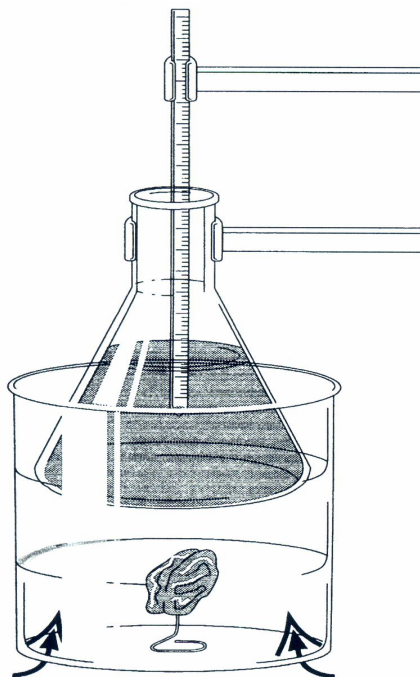
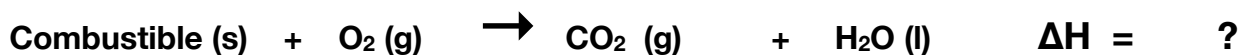


Figura 4.1

## REACCIÓN GENERAL DE COMBUSTIÓN





## RESULTADOS

Con los datos obtenidos, calcular la cantidad de energía (calor) producida por la nuez de acuerdo a las fórmulas anteriores.

$$q = m C_{Pa} (T_2 - T_1)$$

$m$  (cantidad del agua en gramos): \_\_\_\_\_

$$C_{Pa} = 1 \text{ cal / g } ^\circ \text{C}$$

$T_2$  (temperatura final): \_\_\_\_\_

$T_1$  (temperatura inicial): \_\_\_\_\_

## CÁLCULOS



## ESQUEMAS

## CUESTIONARIO

1. ¿Cuántas calorías produjo el trozo de nuez?

---

---

---

2. ¿A qué se deben los errores experimentales que pueden ocurrir en esta actividad?

---

---

---

---

---

---

3. ¿Cuántas calorías se producen por cada gramo de nuez?

---

---

---

4. Definir calor de combustión

---

---

---

---

## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## PRÁCTICA 5 CALOR DE FUSIÓN DEL HIELO

### INTRODUCCIÓN

El calor latente de estado  $L$ , de una sustancia, es la cantidad de calor que hay que suministrarle a su unidad de masa para que cambie de un estado de agregación a otro, lo que hace a temperatura constante, si este cambio se realiza a presión constante se conoce también como  $\Delta H$  de transición. Así el calor latente de fusión es el correspondiente al cambio de estado sólido a líquido, que tiene el mismo valor que el proceso inverso de líquido a sólido. Una de las formas de determinar el calor latente de cambio de estado es por el método de las mezclas. Consiste en mezclar dos sustancias a diferentes temperaturas, de manera que una de ellas ceda calor a la otra y la temperatura del equilibrio final sea tal que una de ellas al alcanzarla, realiza un cambio de estado.

### OBJETIVO

Determinar el calor latente de fusión del hielo.

### MATERIAL

Calorímetro  
Termómetro de  $-20$  a  $110$  °C  
Vaso de precipitado  
Mechero  
Papel filtro

### REACTIVOS

Hielo  
Agua

### PROCEDIMIENTO

1. Determinar la masa del calorímetro y termómetro en la balanza. Anotar esta masa como  $M_0$ .
2. Calentar 100 mL de agua en el vaso de precipitado, hasta una temperatura que exceda a la del ambiente en unos  $15$ °C.
3. Colocar esta agua en el calorímetro.
4. Pesarse el calorímetro con agua. Esta nueva masa es  $M_1$ , la masa del agua adicionada será:

$$M = M_1 - M_0$$

5. Tomar la temperatura del agua, este valor será  $T_0$ .
6. Colocar un trozo de hielo mediano “chico” dentro del calorímetro, procurando no salpicar. Agitar lentamente, hasta que el hielo funda, tomar nuevamente la temperatura  $T_1$ .

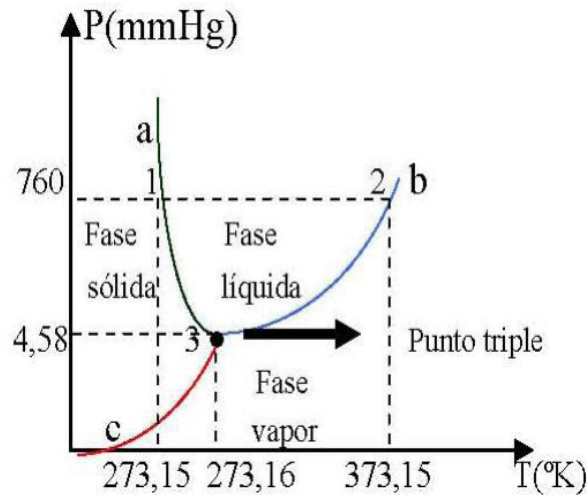
7. Pesar nuevamente en una balanza, y anotar este peso como  $M_2$ ; la masa del hielo será:

$$m = M_2 - M_1$$

8.- Determinar el calor cedido y el calor absorbido.

Se debe demostrar que  $q_{\text{cedido}} = q_{\text{absorbido}}$

### DIAGRAMA DE FASES DEL H<sub>2</sub>O



- a) Curva correspondiente a los estados en que se encuentran en equilibrio el sólido (hielo) y el líquido.
- b) Curva en que se encuentran en equilibrio el agua líquida y el vapor.
- c) Curva de equilibrio del sólido (hielo) y el vapor de agua.

### FÓRMULAS:

$$\Delta H_{\text{cedido}} = M C_{P(l)} (T_1 - T_0) + C$$

donde:  $C_{P(l)} = 1 \text{ cal/g grado}$

$T_1 = T_{\text{mezcla}}$

$T_0 = T_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\Delta H_{\text{absorbido}} = m \Delta H_f + (m C_{P(s)}) (T_1 - 0^\circ\text{C})$$

donde:

$C_{P(s)} = 0.5 \text{ cal/g grado}$

$T_1 = T_{\text{mezcla}}$

$\Delta H_f = 79.7 \text{ cal/g}$

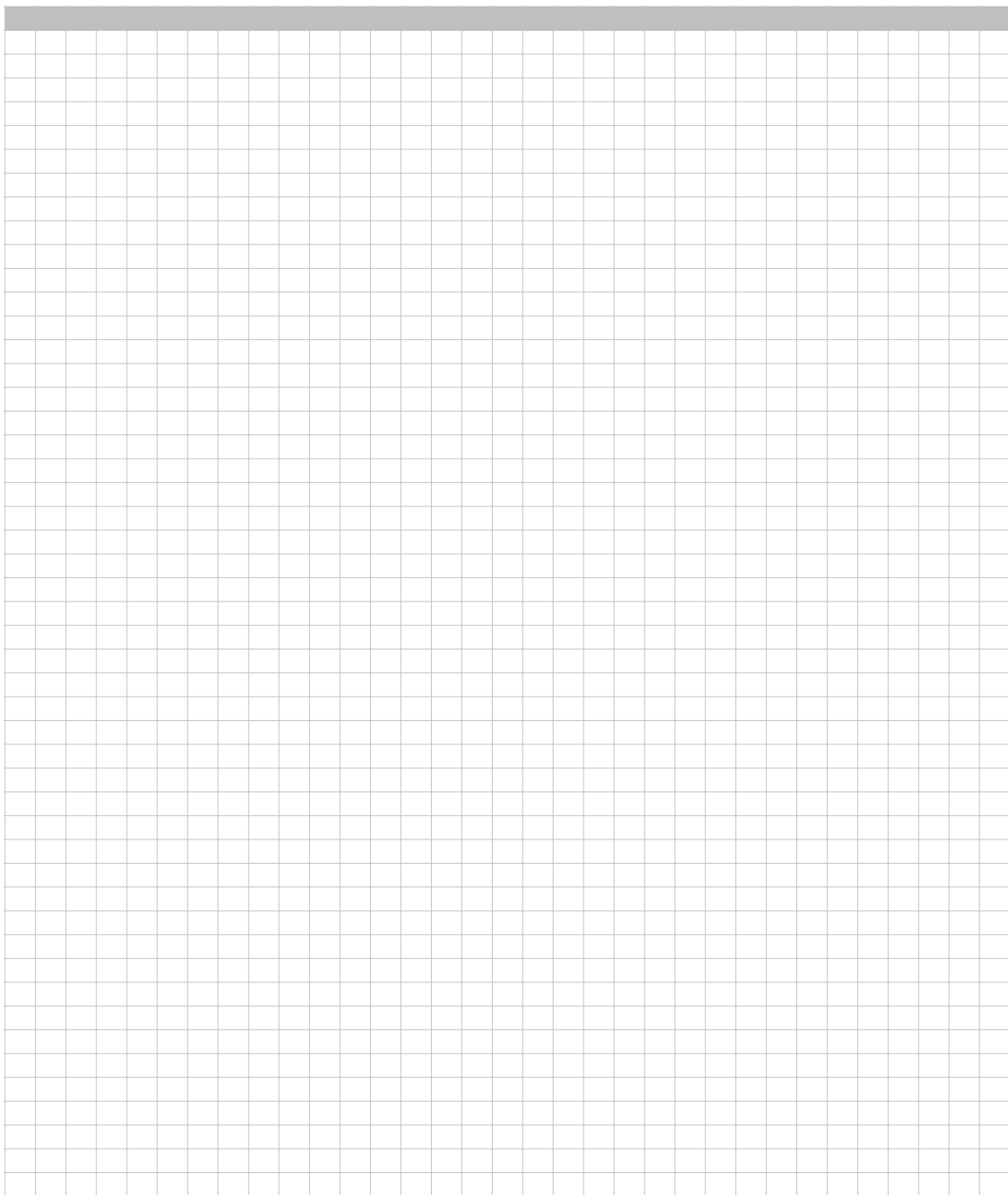
$0^\circ\text{C} = \text{temperatura del hielo}$

$T_f \text{ H}_2\text{O} = 0^\circ\text{C}$

a presión constante  $\Delta H = q_p$

## CÁLCULOS Y RESULTADOS

Calcula el calor de fusión del hielo ( $\Delta H_f$ )

A large grid of graph paper for calculations, consisting of 20 columns and 30 rows of small squares. The grid is intended for the student to perform calculations and record results.

## ESQUEMAS



## CUESTIONARIO

1. ¿En qué sentido afectaría a los resultados que el hielo estuviera a menos de 0°C?

---

---

---

---

2. Explica como utilizaría el “método de las mezclas” para determinar el calor latente de vaporización del agua.

---

---

---

---

3. Explica por qué un cubito de hielo de 5 g, con una temperatura de - 3°C que se introduce en una piscina con las siguientes dimensiones 50 m de largo, 25 m de ancho y 2 m de profundidad, con agua a temperatura de unos 23°C, apenas altera la temperatura de ésta, utiliza las siguientes fórmulas para explicarlo. Considera que la piscina se encuentra completamente llena.

$$q = m \Delta H_f$$

$$q = m C_P (T_f - T_0)$$

## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## PRÁCTICA 6 DETERMINACIÓN DEL PESO MOLECULAR POR CRIOSCOPIA

### INTRODUCCIÓN

Una de las propiedades coligativas de las disoluciones, es el descenso del punto de congelación, se utiliza con gran éxito para la determinación del peso molecular de soluciones no volátiles de bajo peso molecular por medio de la siguiente fórmula:

$$\Delta T_f = K_f m$$

$$\Delta T_f = K_f (1000 \times w_2 / w_1 \times pm_2)$$

$$\Delta T_f = T_f \text{ del disolvente} - T_f \text{ de la solución}$$

$\Delta T_f$  = Descenso del punto de congelación del disolvente.

$K_f$  = Constante del descenso molar del disolvente.

$w_2$  = Peso del soluto en gramos.

$w_1$  = Peso del disolvente en gramos.

$pm_2$  = Peso molecular del soluto.

### Datos

$\rho$  benceno = 0.889 g/mL

$\rho$  acetona = 0.785 g/mL

$K_f$  benceno = 5.12 g °C/mol

### OBJETIVO

Determinar el peso molecular de un soluto por el descenso del punto de congelación.

### MATERIAL

Tubo de ensayo

Vaso de precipitados de 250 mL

Termómetro de -20 a 110 °C

Pipeta de 10 mL

### REACTIVOS

Benceno

Hielo

Líquido problema

## PROCEDIMIENTO

1. Colocar 10 mL de benceno en un tubo de ensayo y a partir de su densidad calcular el peso.
2. Colocar el tubo dentro de un vaso de precipitados que contenga una mezcla de hielo/sal en relación 1:6, medir la temperatura cada 10 segundos, hasta llegar a su punto de congelación (equilibrio sólido-líquido), en este punto la temperatura se mantiene constante.
3. Sacar el tubo y dejar que adquiera la temperatura ambiente, en seguida adicionar 0.6 mL a la muestra.
4. Colocar el tubo de ensayo nuevamente en el vaso y tomar la lectura en la misma forma, hasta alcanzar el punto de congelación de la mezcla.

## RESULTADOS

**Determinar el peso molecular del soluto y decir de que sustancia se trata.**

<b>TABLA 10.1 RESULTADO DEL PUNTO DE CONGELACION</b>			
Tiempo del disolvente (segundos)	Temperatura del disolvente (°C)	Tiempo de la mezcla (segundos)	Temperatura de la mezcla (°C)







## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## PRÁCTICA 7

### DETERMINACIÓN DEL FACTOR DE VAN'T HOFF EN UNA SALMUERA A TRAVÉS DE LA ELABORACIÓN DE HELADO

#### INTRODUCCIÓN

El factor de van't Hoff es un parámetro que indica la cantidad de especies presentes que provienen de un soluto tras la disolución del mismo en un solvente dado. Se le denomina "i".

Muchos solutos al disolverse se disocian en dos o más especies, como en el caso de los compuestos iónicos, entonces la concentración de especies en disolución no coincide con la del soluto, necesitamos un factor que al multiplicarlo por la concentración del soluto nos dé la concentración total de especies en disolución. Este dato es particularmente importante para las propiedades coligativas.

En el caso de solutos que se disocian parcialmente, es necesario conocer la constante de disociación y calcular la concentración de cada especie en disolución, que sumadas nos dará la concentración total de las especies en disolución. Si queremos calcular el factor de van't Hoff tendremos que dividir la concentración total de las especies en disolución entre la concentración de soluto.

En los cálculos, si no se dispone del valor real, se puede realizar la aproximación antes mencionada.

$$\Delta T_f = T_2 - T_1$$

$$i = \Delta T_f / K_f m$$

**donde:**  $T_1$  : temperatura final de la solución  
 $T_2$  : temperatura de congelación del H<sub>2</sub>O  
 $K_f$  : constante del punto congelación del H<sub>2</sub>O  
 $m$  : concentración molal  
 $i$ : factor de van't Hoff

#### OBJETIVO

Determinar el factor de Van't Hoff en una solución de NaCl, a partir de su temperatura de congelación.

#### MATERIAL

Matraz Erlenmeyer de 250 mL  
Balanza digital  
Termómetro de -20 a 110 °C  
Pipeta de 10 mL  
Hielera  
Vaso de metal

#### REACTIVOS

4 kg Hielo recién triturado  
1 kg Sal de grano (NaCl)

## PROCEDIMIENTO

Preparar una solución hielo sal, donde la proporción aproximada sea como máximo 4:1

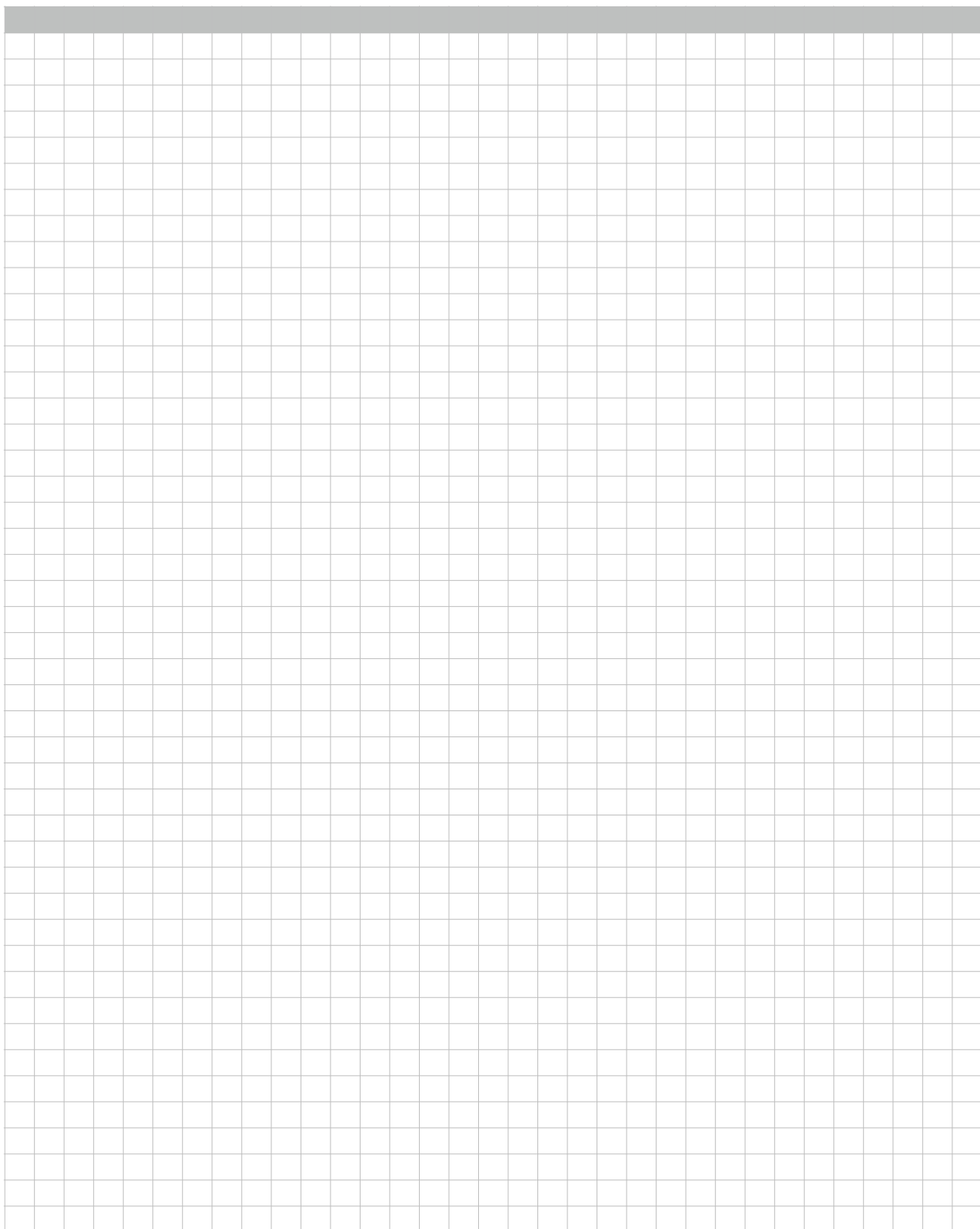
1. Colocar agua de sabor de fruta natural diluida en el vaso de metal.
2. Colocar el vaso de metal dentro de la hielera metálica que contiene el hielo con sal y comenzar a raspar las paredes del vaso interior con ayuda de una espátula con objeto de favorecer la solidificación.
3. Continuar con esta operación hasta obtener una pasta firme y homogénea.
4. Pesar un matraz Erlenmeyer de 250 mL limpio y seco
5. Tomar la temperatura del baño Agua-Hielo-Sal.
6. Tomar una muestra de 50 mL de la solución salina y colocarla en el matraz previamente pesado, tener cuidado de no introducir trozos de hielo o cristales de sal.
7. Determinar la masa de la solución salina.
8. Evaporar cuidadosamente el agua, evitando que salpique el cloruro de sodio fuera del matraz y dejar enfriar, pesar el matraz y por diferencia calcular el contenido de sal (NaCl) en la solución.

## CÁLCULOS Y RESULTADOS

Con los datos obtenidos experimentalmente determinar la molalidad de la solución salina.

A large grid area for calculations and results, consisting of approximately 20 columns and 30 rows of small squares.

Calcular el abatimiento del punto de congelación del agua a partir de la molalidad obtenida y comparar con el valor registrado con el termómetro. ¿Existe diferencia entre el valor registrado con el termómetro y el calculado? Explicar.



## ESQUEMAS

## CUESTIONARIO

1. **¿Qué efecto tiene sobre la temperatura de congelación de un disolvente la adición de un soluto no volátil?**

---

---

---

2. **Determina la temperatura de congelación de una solución en el Laboratorio**

---

---

---

3. **¿Qué sucede si el soluto es un electrólito? ¿Qué efecto tiene sobre las propiedades coligativas?**

---

---

---

---

4. **¿Qué es el factor de van't Hoff? ¿Cómo se calcula?**

---

---

---

---

5. **¿Cuál es el factor de Van't Hoff para el cloruro de sodio?**

---

---

---

## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## PRÁCTICA 8 pH Y SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

### INTRODUCCIÓN

El pH expresa el grado de acidez o de alcalinidad de una solución, como sabemos, por definición un ácido es capaz de liberar iones hidrogeno (protones) y una base es aquella que atrae iones ( $H^+$ ). Luego entonces el grado de acidez o de alcalinidad dependerá de los iones ( $H^+$ ) que estén presentes en una solución.

La importancia del conocimiento del pH en el área biológica radica en que determina varias de las características de la estructura y de la actividad de las macromoléculas biológicas, por lo mismo determina la conducta de las diferentes células.

En nuestro organismo, el pH del plasma sanguíneo y del líquido intersticial debe mantenerse entre 7.3 y 7.4 para que se conserve normal la actividad celular general. Para mantener constante en nuestro organismo el pH; es a través de las soluciones amortiguadoras.

Una solución amortiguadora es aquella que opone su resistencia al cambio de concentración de iones de hidrogeno, estas soluciones están formadas por un ácido débil y una sal del mismo ácido, o de una base débil con su sal; que actúa como ácido fuerte. Para calcular el pH se utiliza la ecuación de Henderson-Hasselbalch.

$$pH = pK_a + \log [sal]/[ácido]$$

$$pK_a = - \log K_a$$

### OBJETIVO

Conocer y comprobar por medio de la experimentación las propiedades de las soluciones amortiguadoras.

### MATERIAL

Matraces Erlenmeyer de 250 mL  
Vaso de precipitados  
Bureta  
Soporte Universal  
Pipetas  
Papel pH  
Probeta  
Pinza para bureta  
Matraz aforado de 100 mL

### REACTIVOS

Fenolftaleína  
Ácido acético 0.2M  
NaOH 0.2M  
HCl 0.2M  
Sol. amortiguadora de ácido acético  
Tiras reactivas de pH

## PROCEDIMIENTO

Observar el efecto de la solución amortiguadora comparando los cambios del pH con los del agua cuando se adiciona un ácido o una base.

Preparar 2 volúmenes de 25 mL de la solución reguladora y 2 volúmenes de 25 mL de agua de la llave, en vasos de precipitados diferentes.

a) Adicionar 5 gotas de HCl 0.2M a una de las muestras de solución reguladora y a una de las muestras de agua. Registrar los valores de pH.

b) Adicionar 5 gotas de NaOH 0.2M a una de las muestras de solución reguladora y a una de las muestras de agua. Registrar los valores de pH.

## RESULTADOS

	pH inicial	pH con HCl 0.2M	pH con NaOH 0.2M
Solución Amortiguadora			
Agua de la llave			

## ESQUEMAS



## CUESTIONARIO

**1. Defina que es una solución amortiguadora**

---

---

---

---

**2. ¿A qué se debe que en una solución amortiguadora el pH no cambie bruscamente?**

---

---

---

---

**3. Menciona dos propiedades o características de una solución amortiguadora**

---

---

---

---

**4. Menciona aplicaciones biológicas de las soluciones amortiguadoras**

---

---

---

---

---

---

---

---

## CONCLUSIONES

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## BIBLIOGRAFÍA

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## PRÁCTICA 9 PUNTO ISOELÉCTRICO DE LAS PROTEÍNAS

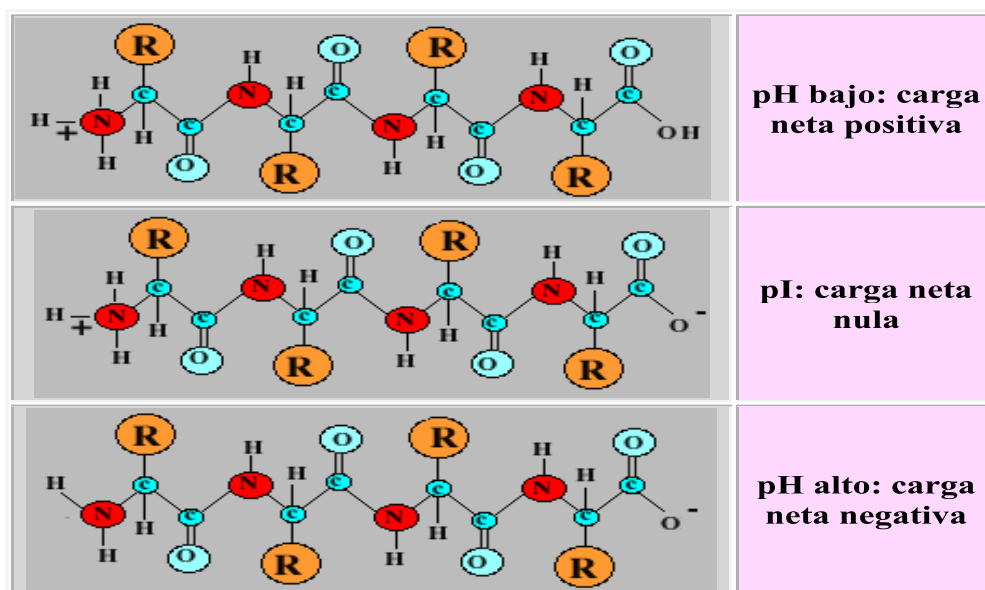
### INTRODUCCIÓN

La capacidad amortiguadora de las proteínas es una propiedad que se debe a la existencia de grupos ionizables de las cadenas laterales de los aminoácidos: Asp, Glu, Lys, Arg, His, Tyr, Cys. Grupos COOH y NH<sub>2</sub> terminales.

Por este motivo, las proteínas poseen un considerable poder amortiguador en una amplia zona de pH. Aunque cada aminoácido tiene unos grupos ionizables con unas constantes de ionización ( $K_a$ ) características, el valor de dichas constantes puede verse ligeramente modificado por el entorno proteico. El grupo imidazol del aminoácido histidina es el principal responsable del poder amortiguador de las proteínas a pH fisiológico, ya que su  $pK_a$  está próximo a 7.

Cuando el pH es bajo, los grupos ionizables están protonados, y la carga neta de la proteína es de signo positivo. Cuando el pH es alto, los grupos ionizables están desprotonados, y la carga neta es de signo negativo. Entre ambas zonas, habrá un pH en el cual la carga neta de la proteína es nula. Es el pH isoelectrico o punto isoelectrico, y es característico de cada proteína.

A valores de pH por debajo del pH isoelectrico la carga neta de la proteína es positiva, y a valores de pH por encima del pH isoelectrico, la carga neta de la proteína es negativa. La mayoría de las proteínas intracelulares tienen carga negativa, ya que su pH isoelectrico es menor que el pH fisiológico (que está próximo a 7). Se llaman proteínas ácidas a aquellas que tienen un punto isoelectrico bajo (como la pepsina), y proteínas básicas a las que tienen un punto isoelectrico alto (como las histonas).



## OBJETIVO

El alumno será capaz de estudiar el cambio de solubilidad que presentan las proteínas a diferentes pH's. Medir el pH isoelectrico de la caseína notando en cuál de los tubos que la contienen junto con soluciones amortiguadoras de ácido acético-acetato de sodio de diversos pH's es menor su solubilidad.

## MATERIAL

Matraz volumétrico de 50 mL  
Probeta de 50 mL  
Pipeta de 10 mL  
Tubos de ensayo

## REACTIVOS

Leche  
Agua destilada  
Ácido acético 0.01N  
Ácido acético 0.1N  
Ácido acético 1N

## PROCEDIMIENTO

Preparar nueve tubos de ensayos limpios y secos. Como se indica en la tabla:

Tubo No.	1	2	3	4	5	6	7	8	9
mL H <sub>2</sub> O destilada	8.40	7.80	8.8	8.50	8.00	7.00	5.00	1.00	7.40
mL ácidoacético 0.01N	0.60	1.20	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00
mL ácido acético 0.1N	0.00	0.00	0.20	0.50	1.00	2.00	4.00	8.00	0.00
mL ácido acético 1N	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	1.60

Mezclar perfectamente el agua y el ácido y enseguida colocar en cada tubo 1 mL de leche entera. Mezclar y dejar reposar los tubos y observar inmediatamente y a intervalos de 10 minutos, anotar lo observado. La precipitación indicará la mínima solubilidad, la opalescencia solubilidad disminuida. Medir el pH del tubo en que más precipitación haya habido y vea si sus resultados coinciden con los mencionados en la literatura.

## ESQUEMAS



**4. ¿Qué es un zwitterión o ion híbrido?**

---

---

---

---

**5. ¿Cómo se obtiene teóricamente el pH isoeléctrico de una proteína?**

---

---

---

---

**6.- ¿Qué es el punto isoeléctrico de una proteína?**

---

---

---

---

---

---

---

---

## **CONCLUSIONES**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## **BIBLIOGRAFÍA**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## **PRÁCTICA10**

### **DISPERSIONES COLOIDALES**

#### **INTRODUCCIÓN**

Los coloides son sustancias que consisten de un medio homogéneo y de partículas dispersas en dicho medio. Las partículas coloidales son pequeñas, gruesas filtrables, pero más grandes que los átomos y pequeñas moléculas. Cualquier coloide contiene partículas cuyo diámetro es alrededor de 0.000001 - 0.0005 mm, es decir 10 - 5000 Å (angstrom). Este estado no es característico de ninguna sustancia en particular pero es muy común en la naturaleza. Por ejemplo: todos los tejidos vivos son coloidales; la parte de la corteza terrestre que se denomina tierra cultivable está compuesta en parte de materiales coloidales; en la industria, la química coloidal reviste gran importancia en la fabricación de pinturas, cerámica, plásticos, telas, papel fotográfico, pegamentos, tintas, cementos, hule, cuero, condimentos alimenticios, mantequilla, queso y otros productos alimenticios, lubricantes, jabones, detergentes, etc.

En estos sistemas las partículas coloidales reciben el nombre de sustancia dispersada y la materia continua en la que están dispersas se llama sustancia dispersante.

Las suspensiones coloidales reciben el nombre de soles. Las propiedades y el comportamiento de los coloides dependen principalmente del tamaño y forma de las partículas dispersas. Algunas de sus propiedades son las siguientes:

#### **FILTRACIÓN:**

Los coloides pasan a través de papeles filtros comunes. El papel está compuesto de fibras de celulosa las cuales están entretejidas en una red irregular que contiene poros de diferentes tamaños y formas a través de los cuales pasan las finas partículas coloidales. Sin embargo, no pueden difundirse a través de las membranas porosas, como el pergamino o el celofán, los cuales sólo permiten el paso de moléculas menores a las coloidales. La estructura de la membrana es la misma que la del papel pero el tamaño del poro es mucho más pequeño.

#### **DIFUSIÓN:**

Puesto que las partículas coloidales se están moviendo continuamente, ellas deben difundirse, es decir, esparcirse dentro del solvente. La difusión es así el resultado del movimiento Browniano. Las dispersiones coloidales presentan muy poco poder de difusión, la cual en las jaleas está relacionada con la ultrafiltración y la diálisis: aquí el sol es separado del solvente puro con una membrana semipermeable a través de la cual la penetración de una sustancia es observada. Si una sustancia se dializa, es decir, penetra a través de la membrana introduciéndose en el solvente puro, sus partículas deben estar formadas de no menos de 1000 átomos. Así, por medio de la diálisis podemos estimar el tamaño de las partículas, sin embargo, la meta de la diálisis es la de liberar a un sol de los electrolitos que lo acompañan, y de otras impurezas macromoleculares.

## **FLOCULACIÓN:**

La coagulación o floculación es el aumento del tamaño de partículas en un sol, por lo cual el sol usualmente se enturbia o puede, inclusive, precipitarse. Hay varias maneras para causar la coagulación: la acción de los electrolitos, la radiación, el calor, agentes deshidratantes, aunque hay diferencias en sus efectos.

Los coloides como el sol de plata y el de hidróxido férrico, los cuales son fácilmente floculados por electrolitos, son liofóbicos o hidrofóbicos.

Los soles Hidrofílicos de albúmina o gelatina, sin embargo, son estables a la acción de los electrolitos pero son floculados por el alcohol.

## **PROPIEDADES OPTICAS**

### **OPALESCENCIA:**

En la precipitación de soluciones muy diluidas de los halogenuros con iones de plata, aparece una turbiedad lechosa muy fina, observando a través de la solución esta aparece anaranjada, pero observando por sobre ellas desde un lado se ve azulosa. Este fenómeno se llama opalescencia, y se explica como sigue: las ondas cortas de la luz son fuertemente dispersadas por la partícula, mientras que las ondas largas pasan sin afectarse a través del sol.

### **FENOMENO DE TYNDALL:**

Las partículas coloidales suspendidas dispersan la luz en todas direcciones. La magnitud de la dispersión de la luz depende de las dimensiones de la unidad coloidal, así como de la relación de los índices de refracción de la fase dispersa y dispersora. Muchas soluciones coloidales son completamente claras pero si un brillante e intenso rayo de luz atraviesa tales soles claros, el trayecto aparece turbio. La mejor fuente de luz para tales experimentos es un iluminador de proyección que produce un rayo cónico. Observando desde un lado el trayecto de la luz a través del sol tiene la forma de un cono. Ese es el cono de Faraday-Tyndall. La razón de este fenómeno es la misma que en la opalescencia: la luz es dispersada por las distintas partículas coloidales. Si esto se observa bajo un microscopio sobre un fondo oscuro, se observan partículas separadas y brillantes. Ese es el principio del ultramicroscopio.

## TIPOS DE SISTEMAS COLOIDALES EN BASE AL ESTADO DE LAS FASES

Fase Dispersa	Medio de Dispersión	Nombre	Ejemplos típicos
Sólido	Líquido	Sol	Oro en agua, trisulfuro de arsénico en agua, azufre en agua
Líquido	Líquido	Emulsión	Agua en benceno, leche, mayonesa
Gas	Líquido	Espuma	Espuma de cerveza, merengue, crema batida
Sólido	Sólido	Sol sólido	Rubíes y otras piedras preciosas
Líquido	Sólido	Espuma sólida	Cuarzo lechoso, ópalo
Gas	Sólido	Emulsión Sólida	Piedra pómez, lava
Sólido	Gas	Aerosol Sólido	Humo, polvo volcánico, humos de cloruro de amonio
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla, neblina

\*Adaptado de la obra de Wisner, *Colloid Chemistry*, 2<sup>TM</sup>. Ed. John Wiley and Sons 1949.

### OBJETIVO

El alumno será capaz de comprobar las propiedades de los coloides.

### MATERIAL

Vaso de precipitados de 50 mL  
 Embudo  
 Pipeta graduada de 10 mL  
 Agitador  
 Gradilla  
 Tubos de ensayo  
 Lupa  
 Anillo  
 Rejilla  
 Mechero  
 Lámpara

### REACTIVOS

Leche  
 Cloruro férrico  
 Nitrato de plata  
 Cloruro de Sodio  
 Alcohol etílico absoluto  
 Yoduro de Potasio  
 Grenetina  
 Sulfato de cobre  
 Agua

## PROCEDIMIENTO

### Propiedades de Coloides

#### a. **Difusión**

Preparar 2 tubos que contengan grenetina al 6% hasta la mitad, adicionar a un tubo sulfato de cobre y al otro tubo cloruro férrico, anotar las observaciones.

#### b. **Floculación**

En un tubo de ensayo que contiene 1 mL de leche adicionar 2 mL de alcohol etílico absoluto, mezclando suavemente y observar con una lupa, anotar sus observaciones.

#### c. **Opalescencia**

En un vaso de precipitado que contiene 20 mL de solución muy diluida de KI, adicionar unas gotas de  $\text{AgNO}_3$  hasta que aparezca una turbiedad lechosa muy fina, observar a través de la solución, pareciendo esta anaranjada, observar por sobre ella desde un lado, de donde se ve azulosa.

#### d. **Fenómeno Tyndall**

Al coloide anterior adicionar unas gotas más de  $\text{AgNO}_3$  hasta que se presente un color blanquecino, sobre un fondo oscuro, a un costado del vaso colocar una lupa y encender una lámpara incidiendo el rayo de luz sobre el coloide, anotar sus observaciones.

## ESQUEMAS

## **CUESTIONARIO**

**1.- ¿Qué es un coloide?**

---

---

---

---

---

---

**2.- ¿Porqué se debe observar el fenómeno Tyndall sobre un fondo oscuro?**

---

---

---

---

**3.- ¿A qué se le llama floculación?**

---

---

---

---

**4.- ¿Cómo se floculan los coloides hidrófobos y por qué?**

---

---

---

---

**5.- ¿Cómo se flocculan los coloides hidrofílicos y por qué?**

---

---

---

**6.- Menciona 4 agentes deshidratantes.**

---

---

---

---

**7.- Menciona 4 sustancias que pueden cambiar o neutralizar la carga de un coloide.**

---

---

---

---

**8.- Menciona 2 métodos de purificación de sistemas coloidales.**

---

---

---

---

**9.- ¿Para qué nos sirve saber las propiedades fisicoquímicas de las dispersiones coloidales?**

---

---

---

**10.- ¿Cuáles son las dispersiones coloidales más comunes en alimentos? Y Menciona ejemplos de cada uno de ellos.**

---

---

---

---

**CONCLUSIONES**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**BIBLIOGRAFÍA**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



## APÉNDICE

### CONSTANTES DEL AGUA

<b>Fórmula</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>
<b>Peso molecular</b>	<b>18 g/mol</b>
<b>Punto de fusión</b>	<b>273.15 K</b>
<b>Punto de ebullición</b>	<b>373.15 K</b>
<b>Densidad a 4°C</b>	<b>1.00000 g/mL</b>
<b>Tensión superficial a 20°C</b>	<b>72.8 dinas/cm</b>
<b>Viscosidad a 20°C</b>	<b>10.08 milipoises</b>
<b>Presión de vapor a 20°C</b>	<b>17.5 mm de Hg</b>
<b>Capacidad calorífica molar</b>	<b>75.3 J/mol K</b>
<b>Calor molar de fusión</b>	<b>6.01 kJ /mol</b>
<b>Calor molar de vaporización</b>	<b>40.79 kJ/mol a 373.15 K</b>
<b>Constante dieléctrica</b>	<b>78.54</b>

### VALORES DE ALGUNAS CONSTANTES FÍSICAS

<b>Peso molecular del aire</b>	<b>28 g/mol</b>
<b>V molar (a PTN)</b>	<b>22.4 L/mol</b>
<b>N número de Avogadro</b>	<b>6.02 x 10<sup>23</sup> moléculas/ mol</b>
<b>Densidad del mercurio</b>	<b>13.6 g/cm<sup>3</sup></b>
<b>Aceleración de la gravedad.</b>	<b>981 cm/s<sup>2</sup></b>
<b>Constante de los gases "R"</b>	<b>0.082 L atm/K mol</b>
	<b>8.314 J/K mol</b>
	<b>1.987 cal/K mol</b>
	<b>8.314 x 10<sup>7</sup> erg K mol</b>

### CONSTANTES MOLALES CRIOSCOPICAS $K_c$ y EBULLOSCOPICAS $K_b$

Disolvente	Punto de congelación del disolvente puro	$K_c$	Punto de ebullición del disolvente puro	$K_b$
ácido acético	16.6 °C	3.9	111.1 °C	3.07
agua	0	1.86	100	0.52
benceno	5.48	5.1	80.08	2.57
cloroformo	-63.5	4.67	61.3	3.86
tetracloruro de carbono	-----	-----	76.8	5.05
alcanfor	178	37.7	-----	-----
acetona	-----	-----	56	1.71

### FUERZAS DE ÁCIDOS Y BASES

CLASE	CONSTANTE DE DISOCIACIÓN K	EXPONENTE DE DISOCIACIÓN K
Fuerte	$> 10^{-2}$	$< 2$
Intermedio	$10^{-2} - 10^{-7}$	2 - 7
Débil	$10^{-7} - 10^{-12}$	7 - 12
Tenue	$< 10^{-12}$	$> 12$

### FACTORES $i$ DE Van't Hoff CALCULADOS CON LOS DATOS ESPECIFICADOS EN ESTA TABLA

Molalidad ( $m$ )	NaCl	HCl	CuSO <sub>4</sub>	MgSO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	K <sub>3</sub> Fe(CN) <sub>6</sub>
0.001	1.97	1.98	---	1.82	---	2.89	3.82
0.001	1.94	1.94	1.45	1.53	2.46	2.63	3.36
0.1	1.87	1.89	1.12	1.21	2.12	2.13	2.85
1	1.81	2.12	0.93	1.09	2.17	1.31	---

## COMPOSICIÓN DE ÁCIDOS Y BASES COMUNES

Compuesto	Fórmula	Peso molecular g/mol	Peso específico ó densidad mg/L	Porcentaje en peso	Concentración molar
Ácido clorhídrico	HCl	36.47	1.19 (conc.)	37.2	12.1
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	63.02	1.42 (conc.)	70.0	15.8
Ácido fluorhídrico	HF	20.01	1.19 (conc.)	48.8	29.0
Ácido perclórico	HClO <sub>4</sub>	100.47	1.67 (conc.)	70.5	11.7
Ácido acético	CH <sub>3</sub> COOH	60.05	1.05 (conc.)	99.8	17.4
Ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98.08	1.84 (conc.)	96.0	18.0
Ácido ortofósforico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	98.00	1.70 (conc.)	85.0	14.8
Amoniaco	NH <sub>3</sub>	35.05	0.90 (conc.)	28.0	14.8
Hidróxido de sodio	NaOH	40.00	1.53 (conc.)	50.5	19.3
Hidróxido de potasio	KOH	56.11	1.46 (conc.)	45.0	11.7



## **BIBLIOGRAFÍA:**

- Cengel Yunus A. y Boles Michael A. (2002), “Termodinámica”, Tomo I, Segunda edición, Ed. McGraw-Hill, México.
- Crockford H.D. y Knight S.B. (1993), “Fundamentos de Fisicoquímica”, Ed. C.E.C.S.A. México.
- Dickinson and Dements. D.J.M.C. (1995), “Advances in Food Colloids”, McGraw-Hill, Academic Profesional.
- Duncan J. Shaw. (1990), “Introducción a la Química de Superficie y Coloides”, Ed. Alhambra, S.A.
- Engel Thomas y Reid Philip. (2007), “Introducción a la Fisicoquímica: Termodinámica”, Primera edición, Ed. Pearson, México.
- Ergenson M. E Straumanist. (1965), “Compendio de Química Coloidal”, Ed. Continental, S.A.
- Jiménez Vargas J. y Macarulla J.M. (2004), “Fisicoquímica fisiológica”, 4ª edición (en español), Ed. Interamericana.
- Laidler Keith J. y Meiser Jhon H. (2005), “Fisicoquímica”, Sexta reimpresión, Ed. C.E.C.S.A., México.
- Lehninger A.L. (1975), “Bioenergética”, Ed. Fondo Educativo Interamericano, México.
- Levine I. N. (2005), “Problemas de Fisicoquímica”, Serie Schaum, Quinta edición en inglés, Ed. McGraw Hill. México.
- Levine I.N. (2004), “Fisicoquímica”, 5ª edición, Ed. McGraw-Hill/Interamericana, España.
- Morris J. G. (2001), “Fisicoquímica para Biólogos”, Ed. Reverté S.A. 1975, España.
- Raymond Chang. (1999), “Fisicoquímica con Aplicaciones a Sistemas Biológicos”, 6ª edición, Ed. C.E.C.S.A., México.