



UNIVERSIDAD MICHOACANA
DE SAN NICOLÁS DE HIDALGO
Cuna de héroes, crisol de pensadores

**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 Febrero del 2022 por:

I.Q. María Silvia Aguilera Ríos

Q.F.B. Francisco Javier Gaona Zamudio

Q.F.B. Mariela Roque Flores

CONTENIDO	PÁGINA
Reglamento Interno del Laboratorio	7
PRÁCTICA N° 1	9
Gases. Comprobación de la Ley de Boyle	
PRÁCTICA N° 2	17
Tratamientos de Datos Experimentales. Métodos estadísticos	
PRÁCTICA N° 3	21
Tratamientos de Datos Experimentales. Métodos gráficos	
PRÁCTICA N° 4	27
Termodinámica. Determinación de la Capacidad Calorífica	
PRÁCTICA N° 5	35
Termodinámica. Determinación del Calor de Reacción	
PRÁCTICA N° 6	41
Termodinámica. Determinación del Calor de Combustión	
PRÁCTICA N° 7	47
Termodinámica. Calor de Fusión del hielo	
PRÁCTICA N° 8	53
Soluciones. Determinación del Peso Molecular por Crioscopia	
PRÁCTICA N° 9	59
Soluciones. Determinación del Factor de van't Hoff en una salmuera a través de la elaboración de helado	
PRÁCTICA N° 10	65
Sistemas Coloidales. Dispersiones coloidales	
PRÁCTICA N° 11	73
pH y Soluciones Amortiguadoras. Soluciones Amortiguadoras	
PRÁCTICA N° 12	79
pH y Soluciones Amortiguadoras. Punto Isoeléctrico de las Proteínas	
APÉNDICE. Tablas de Constantes y Equivalencias	85
BIBLIOGRAFÍA	89

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) 1er Examen práctico (práctica 5) **25%**
 - d) 2º Examen práctico (práctica 12) **25 %**
4. Si el alumno reprueba laboratorio esta automáticamente en el examen extraordinario de toda la materia.

PRÁCTICA N° 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 cm³: _____

TABLA 1.1 TABULACION DE RESULTADOS DE LA LEY DE BOYLE										
	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 ³)	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: Pabs = Pman + Patm

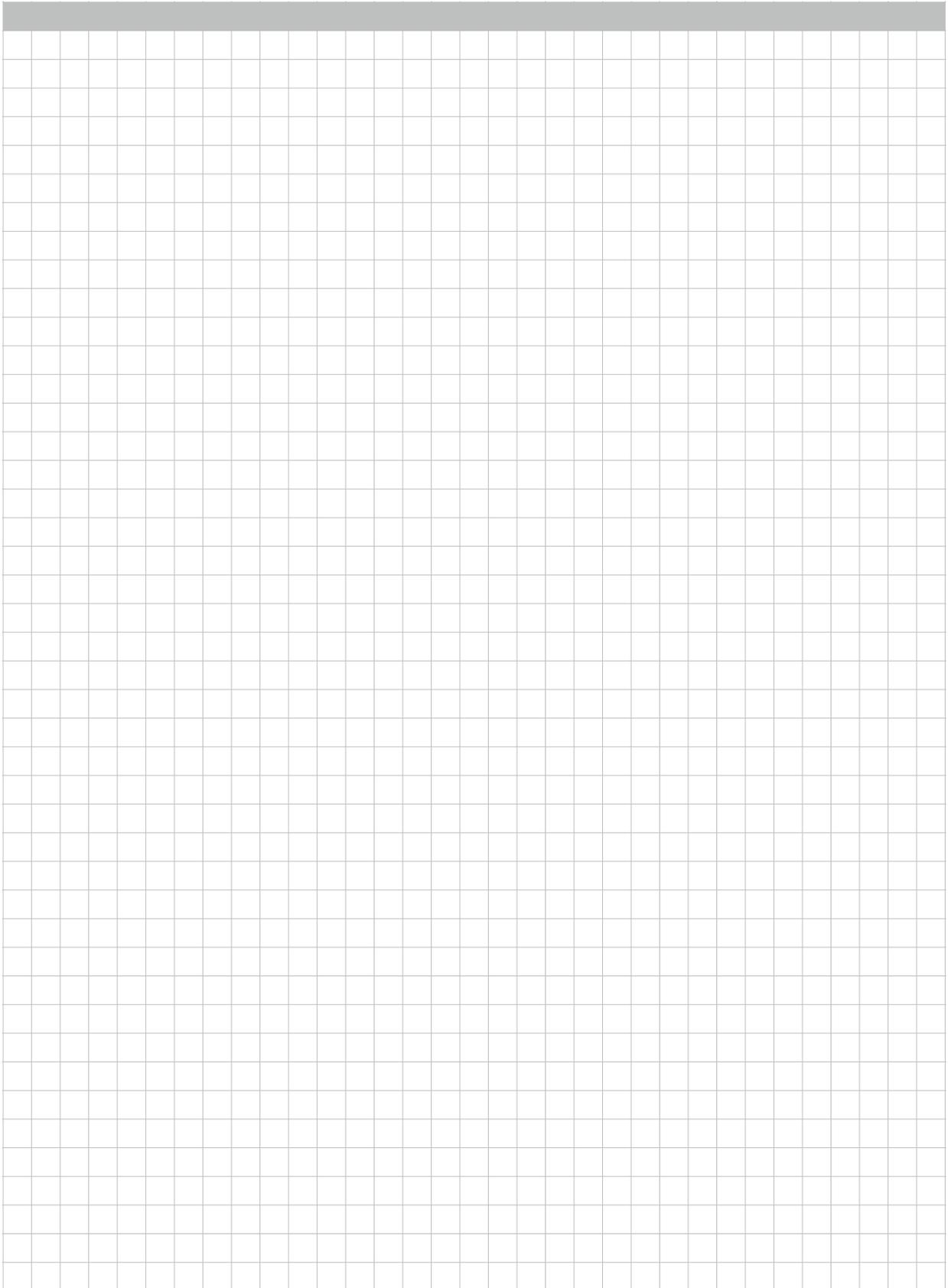
1 atm = 760 mmHg

1 L = 1000 cm³

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.

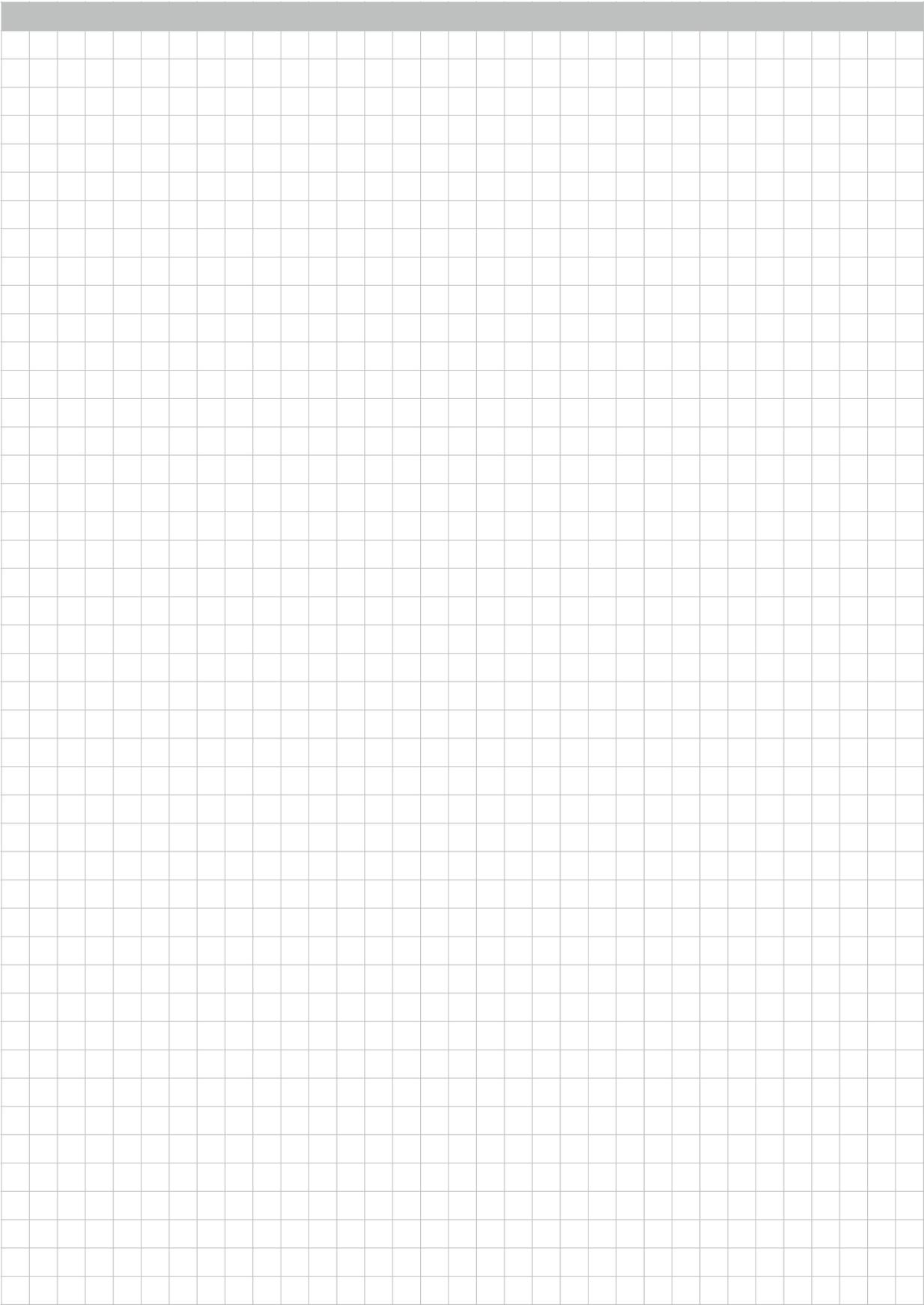
2) Con los valores de P en atm y (1/V) en L, elaborar otra gráfica, la cual se deberá ajustar por el método de mínimos cuadrados. Determinar la ecuación del experimento y graficar los nuevos valores obtenidos en la página correspondiente.

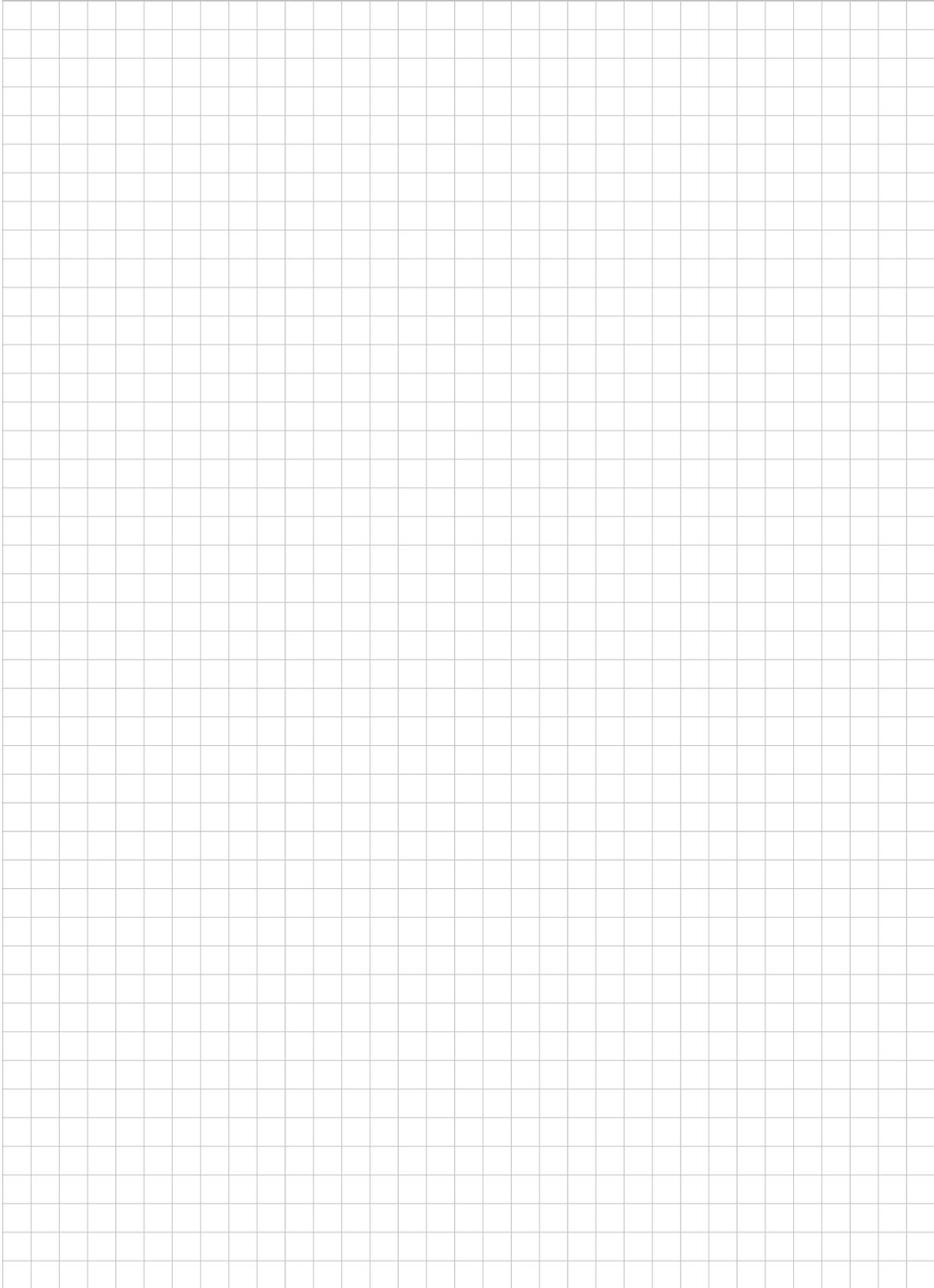
CÁLCULOS



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 N° 2 TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES MÉTODOS ESTADÍSTICOS

INTRODUCCIÓN

En un experimento se presentan dos tipos de errores en los datos de observación, los Errores Indeterminados o Fortuitos y los Errores Sistemáticos.

Errores Indeterminados o Fortuitos. Son aquellos que se presentan independientes al observador e independiente también de calibración del instrumento de medición y estos no pueden ser corregidos.

Errores Sistemáticos. Son los que se obtienen por una mala observación o una indebida manipulación del instrumento de medición, debido que no están calibrados correctamente. Se les conoce también como errores determinados porque se puede corregir, pues es posible determinar la fuente del error.

Algunos errores de este tipo se presentan en la graduación del instrumento que se utiliza, en la desviación instrumental no compensada, en la fuga de materia (sistemas a vacío) o de electricidad. La corrección de este tipo de errores se puede lograr teniendo el suficiente cuidado en la graduación, en los controles y en otras condiciones del experimento.

Los errores indeterminados o fortuitos se analizan estadísticamente, a través de diferentes métodos de tal forma que se pueden obtener datos que se consideran representativos de los valores.

El análisis estadístico está basado en la determinación de dos tipos de medidas.

- a) Medidas de tendencia central. Cuando los datos obtenidos tienden a equilibrarse a valores centrales: media aritmética, mediana y moda.
- b) Medidas de dispersión: Rango, desviación media, desviación estándar y varianza.

Media aritmética o promedio. Es la suma de cada uno de los valores obtenidos entre el número de ellos.

Mediana. Es el número central de un conjunto de datos.

Moda. Es el valor en un conjunto de datos que más veces se repite.

Rango. Es el intervalo en el cual se encuentran todos los datos y se obtienen mediante la diferencia entre el valor máximo y el mínimo.

Desviación media. Es la medida en la que una puntuación de un conjunto de datos se desvía de la media.

Desviación estándar. Da información acerca de cómo se distribuyen los datos de un conjunto alrededor de su media.

Varianza. Es el cuadrado de la desviación estándar. Medida de variabilidad muy usada.

OBJETIVO

Que el alumno haga uso e interprete correctamente los conceptos fundamentales sobre las medidas de tendencia central y de dispersión.

RESULTADOS

Calcular la media, moda, rango, desviación media y desviación estándar con los datos obtenidos de la práctica número 1.

Media de la presión absoluta en atmósferas y mmHg: _____

Moda de K= PV: _____

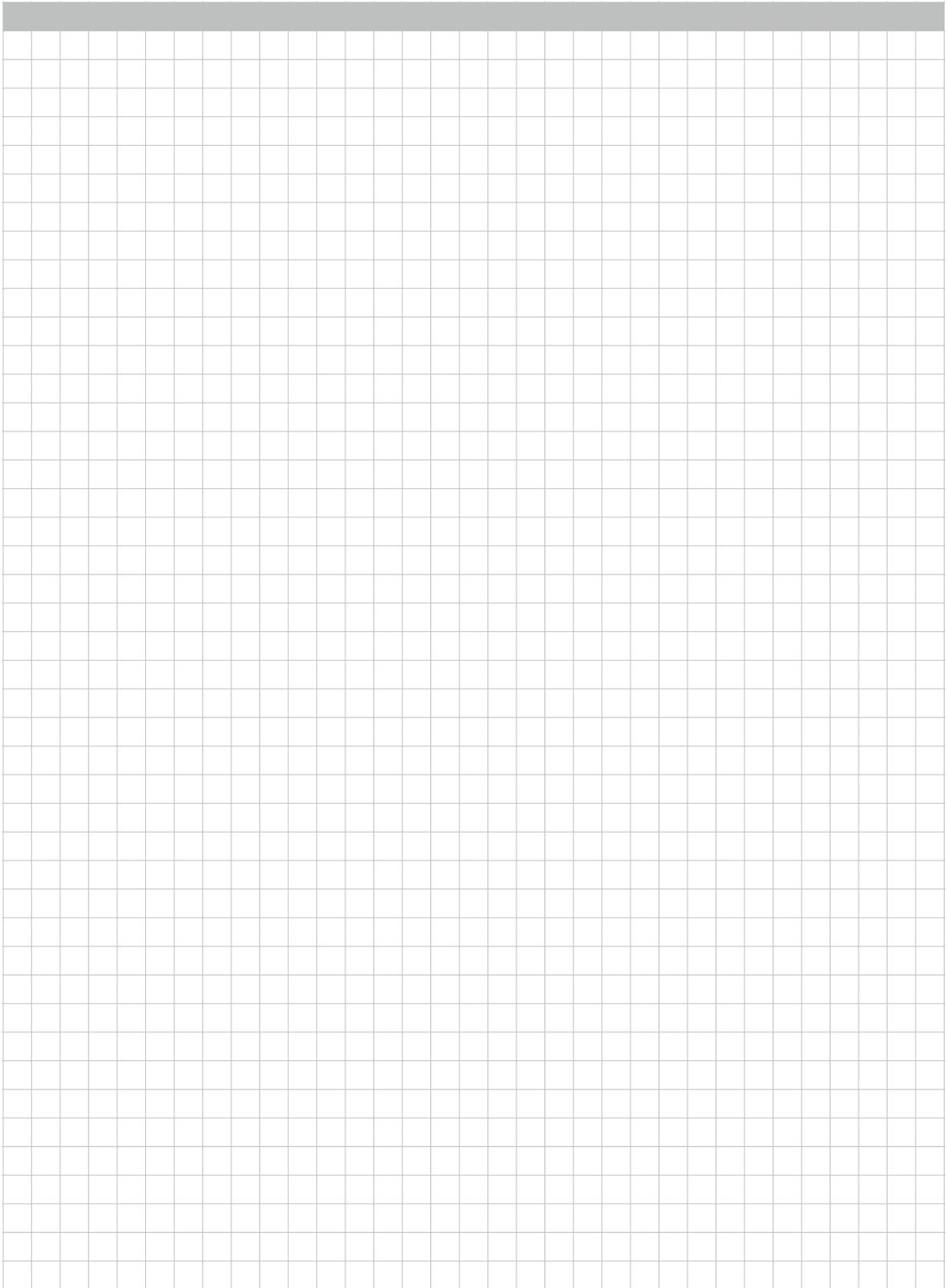
Rango de la presión manométrica: _____

Desviación media del volumen en L: _____

Desviación estándar de la presión absoluta en atm: _____

FÓRMULAS

CÁLCULOS



CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA N° 3

TRATAMIENTO DE DATOS EXPERIMENTALES

MÉTODOS GRÁFICOS

INTRODUCCIÓN

Existen tres diferentes formas de representar los datos o valores experimentales:

1. Tablas (representación tabular)
2. Ecuaciones.
3. Gráficas
4. Gráfica ajustada. (Método de mínimos cuadrados)

Representación tabular

Cada tabla tendrá un título claro y completo pero breve y cada columna un encabezado descriptivo que identifique la cantidad que se tabula y sus unidades.

- a) Tabla estadística. Representa una colección de datos ordenados, pero no trata de establecer una relación funcional entre ellos.
- b) Tabla funcional. Representa una serie de datos de una variable independiente y una o más variables dependientes.

Ecuaciones:

La dependencia funcional o correspondencia entre variables, puede indicarse por medio de una ecuación que las relacione, por ejemplo: $y = 2x - 3$, de donde podemos obtener los valores de (y) a partir de (x).

Gráficas:

Las gráficas son más representativas que las tablas en los casos en que se indican valores experimentales, debido a que se representa visualmente la dependencia funcional entre las variables.

Ajuste de datos:

- a) Lo más común es trazar una gráfica con los datos primarios, dibujar una curva uniforme representativa y leer la información directamente de la curva en los puntos deseados.
- b) También se puede encontrar la ecuación de la curva y calcular los datos obtenidos con cualquier valor deseado de la variable independiente.

Reglas para el trazo de gráficas.

1. La escala para la variable independiente se traza a lo largo de la X (abscisa) y la variable dependiente en el eje de la Y (ordenada).

2. Las escalas se enumeran de tal manera, que la curva resultante tenga la extensión factible. Si la relación es directamente proporcional la dependiente es igual a la unidad.
3. Las escalas se enumeran de tal manera, que cualquier punto de la gráfica se determine fácil y rápidamente.
4. Las escalas se seleccionan de tal forma, que la curva sea tan extensa como la hoja lo permita.
5. El trazado de las gráficas debe de representarse de tal manera que pueda contener en una misma hoja varias curvas de un experimento dado, señalando con un símbolo cada una de ellas.
6. La gráfica contará con un encabezado descriptivo que permita diferenciarlo de las otras representaciones experimentales.
7. En las gráficas se deberán de indicar las variables así como sus unidades correspondientes, tanto para el eje X como el eje Y.

Tipos de gráficas

- a) Gráfica de línea
- b) Diagrama de barras horizontal y vertical
- c) Pictograma
- d) Gráfica circular o de pastel

Tipos de papel para graficar

- a) Papel milimétrico
- b) Papel semilogarítmico
- c) Papel logarítmico

OBJETIVO

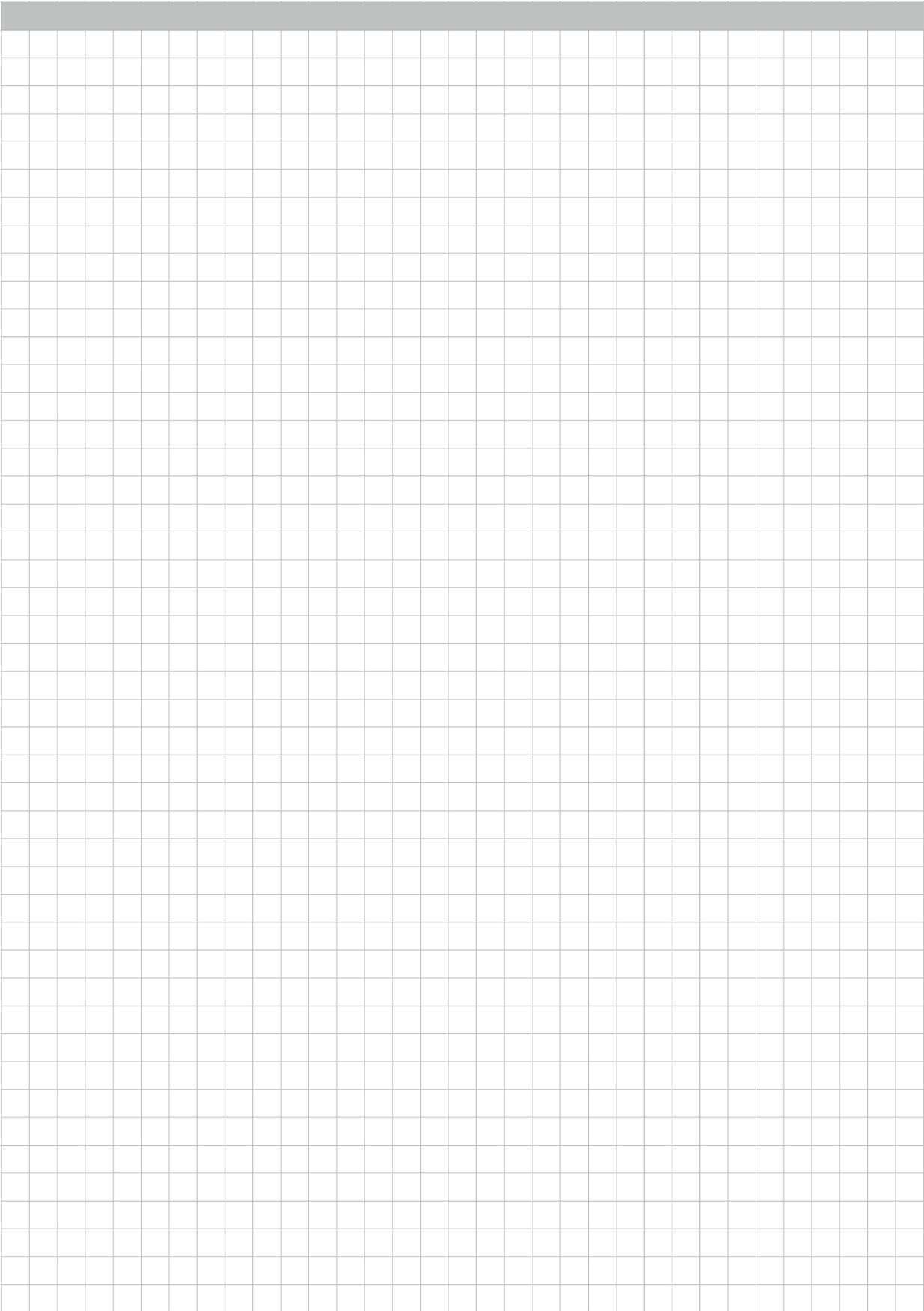
Que el alumno comprenda la importancia del uso de los métodos gráficos como herramienta en el análisis experimental.

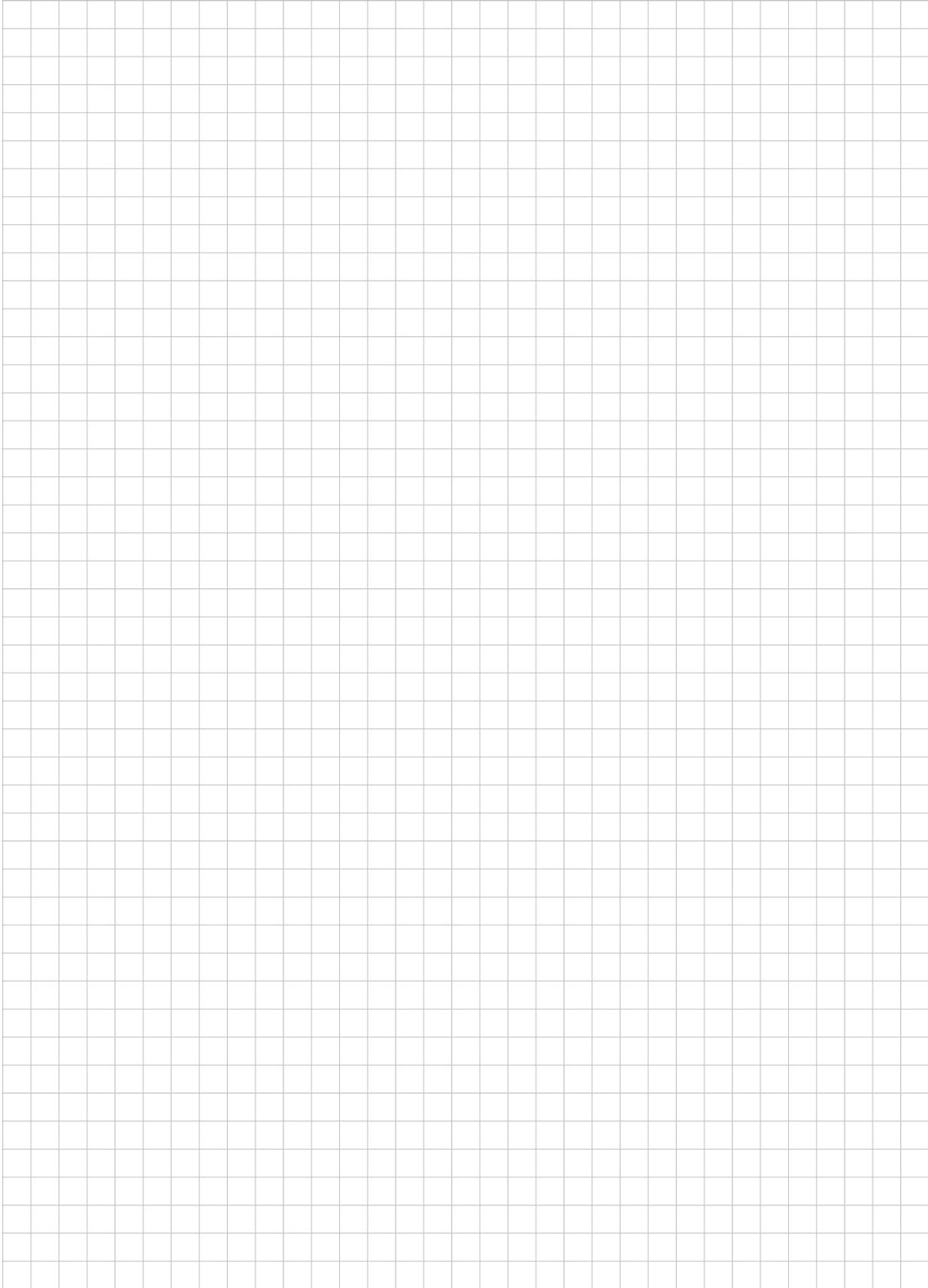
PROCEDIMIENTO

Con los datos obtenidos en la práctica N°1, realizar los siguientes gráficos en las páginas siguientes.

- a) De barras utilizando los datos de presión absoluta en atmósferas (P_{abs}) y presión manométrica en mmHg (P_{man}) en un solo gráfico. Poner atención por que las escalas son diferentes,
- b) Circular o de pastel con los datos de volumen en litros

GRÁFICAS





CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA N° 4

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

Termo de 250 mL
Agitador de vidrio
Termómetro de -10 a 110°C
Probeta de 100 mL
Vaso de precipitados de 1000 mL
Tubo de ensayo con tapón de rosca de 29 x 200 mm.
Mechero
Soporte y anillo

REACTIVOS

Agua
Aluminio metálico en granalla

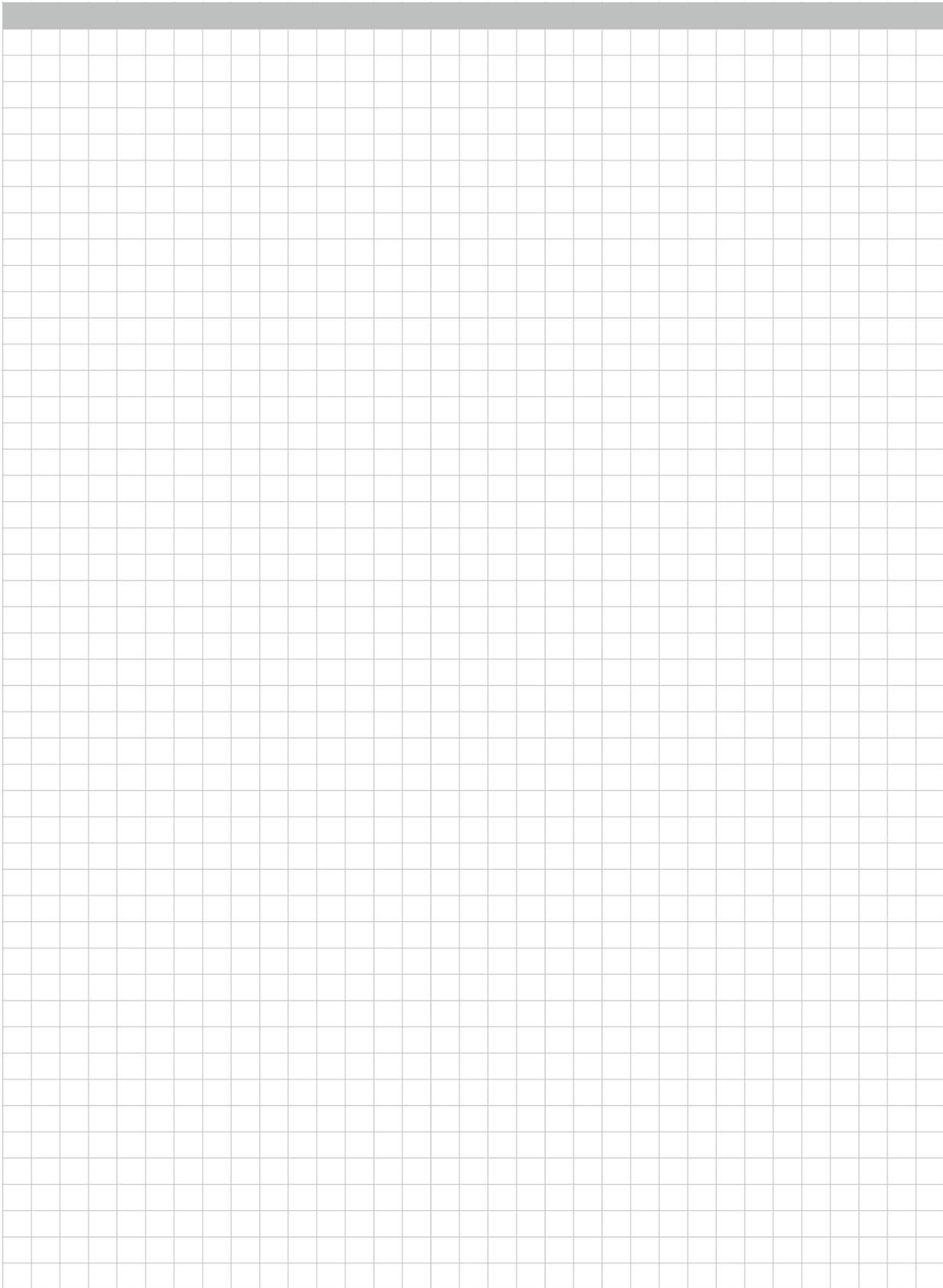
Anotar el número del calorímetro _____

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).

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_v y C_p ?

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 N° 5

TERMODINÁMICA

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 (ΔH) 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 (ΔU) y a presión constante (ΔH):

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

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

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 (ΔH) 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

Termo de 250 mL
Probeta de 100 mL
Termómetro de -10 a 120 °C
Vaso de precipitados de 600 mL
Tripie y tela de asbesto

REACTIVOS

Solución de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 1 N
Solución de hidróxido de sodio (NaOH) 1 N

PROCEDIMIENTO

Usar el calorímetro utilizado en la práctica 4, cuya capacidad calorífica fue determinada.

1. Verter en el calorímetro (termo) 50 mL de solución ácido sulfúrico 1 N, y agitar hasta obtener una temperatura (**T₁**) de manera constante.
2. En una probeta medir 50 mL de solución 1 N de hidróxido de sodio a la (**T₁**) 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 (**T₂**).

Temperatura de la solución de H₂SO₄ 1 N.

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

3. Anotar la temperatura del calorímetro cada 10 segundos hasta obtener la lectura máxima (T₁).

Temperatura máxima de la reacción.

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

Para los cálculos considerar que el calor específico (c_p) de la solución de Na₂SO₄ es igual a 0.997 cal/g °K y que su densidad (ρ) es igual a 1.030 g/mL.

REACCIÓN

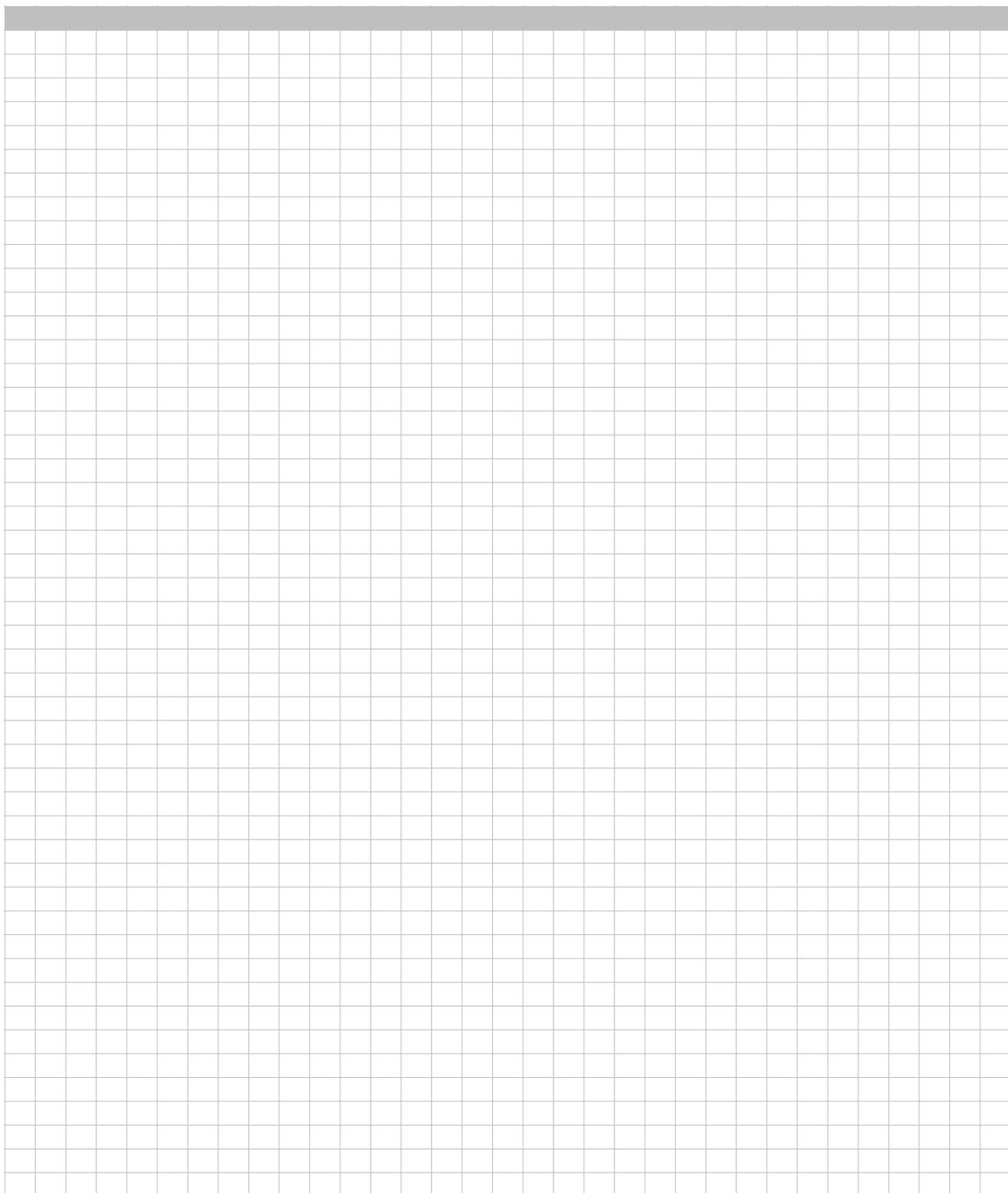
Escribe los nombres de productos y reactivos, balancea la reacción y escribe los estados de agregación de las sustancias.



CÁLCULOS Y RESULTADOS:

1. Calcula el calor de la neutralización de la reacción utilizando la capacidad calorífica (C) del calorímetro determinada en el práctica 4; aplica la fórmula siguiente:

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

A large grid of graph paper for calculations and results. The grid is composed of small squares and is intended for the student to perform calculations and record results for the neutralization reaction experiment.

ESQUEMAS

CUESTIONARIO

1. ¿Qué es la termoquímica?

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

3. Definir calor de neutralización

4. Definir calor de formación

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA N° 6 TERMODINÁMICA 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.

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

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

Nota: considerar que m = masa del agua

OBJETIVO

Determinar el poder calorífico de una nuez de cáscara lisa.

MATERIAL

Matraz Erlenmeyer de 125 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 de 125 mL colocar 100 mL de agua y anotar la temperatura.
3. Colocar el clip como se muestra en la figura 5.1 para hacer un soporte para la nuez.
4. Montar el aparato como se muestra en la figura 5.1.
5. Encender la nuez y colocar por encima de ella el matraz con el agua como se muestra en la figura 5.1
6. Determinar la temperatura más alta que se alcance en el agua (el termómetro debe encontrarse ligeramente debajo de la superficie del agua).

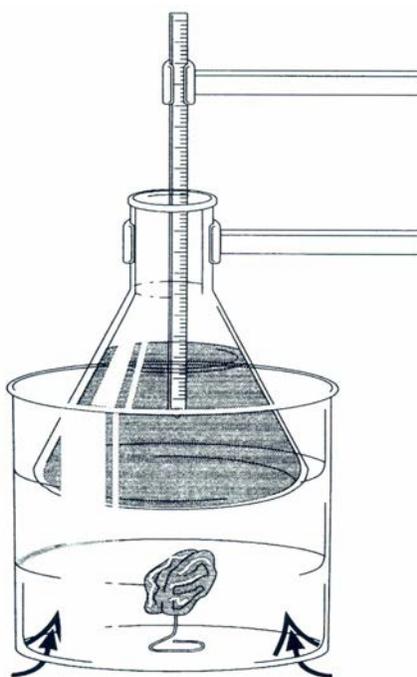
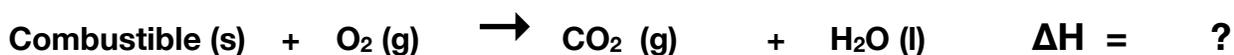


Figura 5.1

REACCIÓN GENERAL DE COMBUSTIÓN



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 formación

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA N° 7
TERMODINÁMICA
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 ΔH 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 .

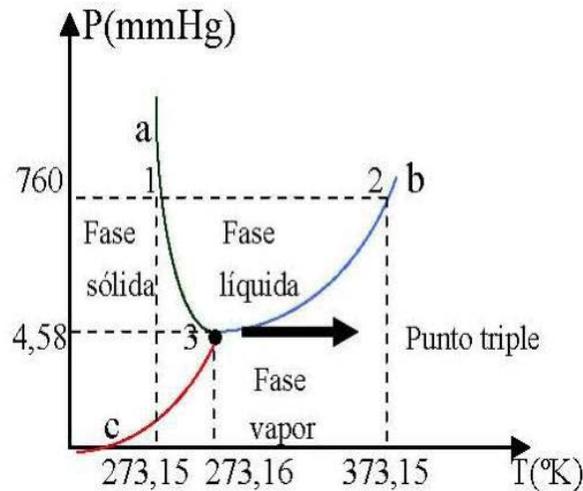
7. Pesar nuevamente en una balanza, y anotar este peso como M_2 ; la masa del hielo será:

$$m = M_2 - M_1$$

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

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

DIAGRAMA DE FASES DEL H₂O



- 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:

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

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

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

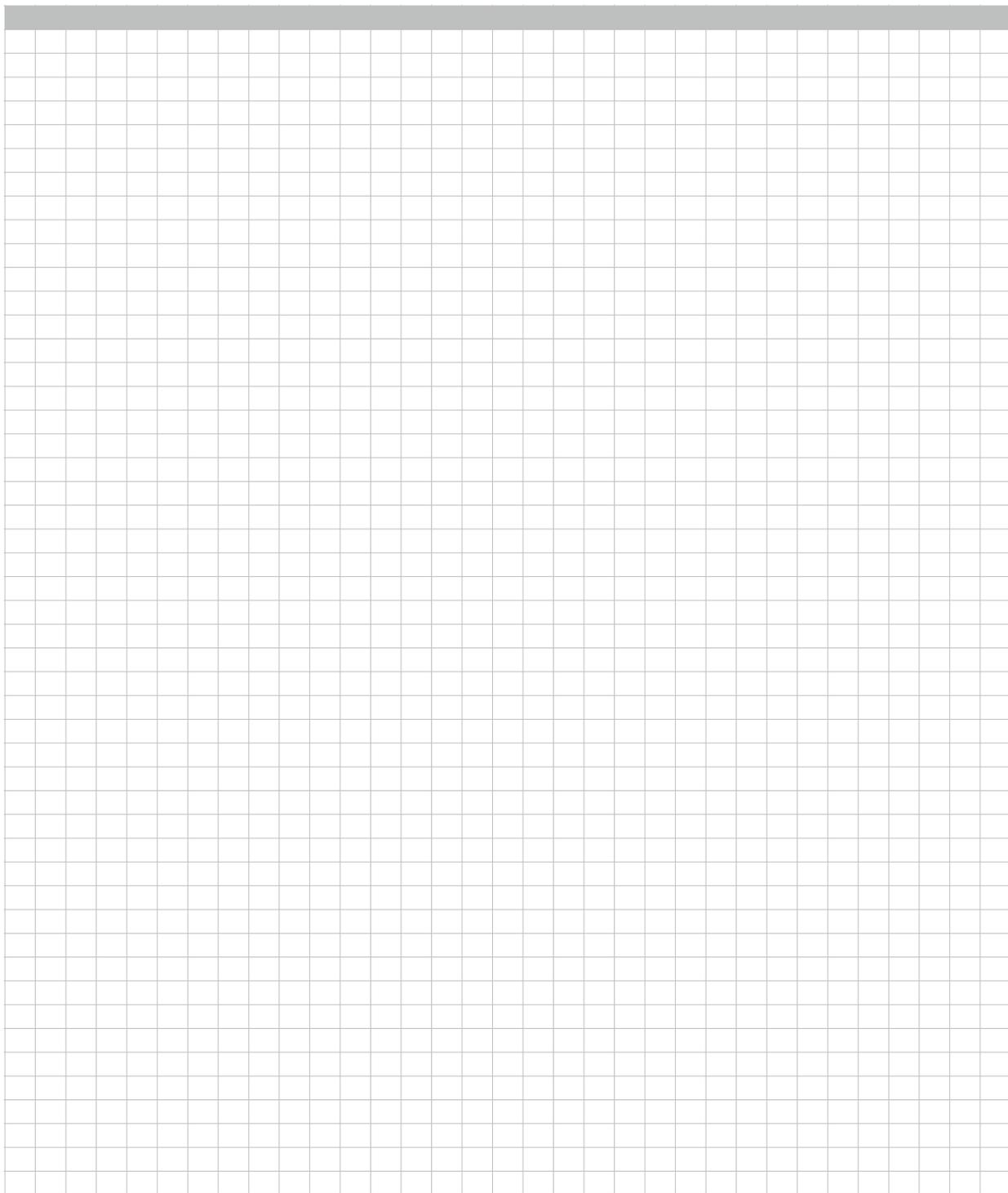
$0^\circ\text{C} = \text{temperatura del hielo}$

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

a presión constante $\Delta H = q_p$

CÁLCULOS Y RESULTADOS

Calcula el calor de fusión del hielo (ΔH_f)



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 N° 8
SOLUCIONES
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:

$$\Delta T_f = K_f m$$

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

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

ΔT_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

ρ benceno = 0.889 g/mL

ρ 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 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.

Tiempo del disolvente (segundos)	Temperatura del disolvente (°C)	Tiempo de la mezcla (segundos)	Temperatura de la mezcla (°C)

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

PRÁCTICA N° 9
SOLUCIONES
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.

$\Delta T_f = T_2 - T_1$	donde: T_1 : temperatura final de la solución
	T_2 : temperatura de congelación del H ₂ O
	K_f : constante del punto congelación del H ₂ O
	m : concentración molal
$i = \Delta T_f / K_f m$	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 125 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

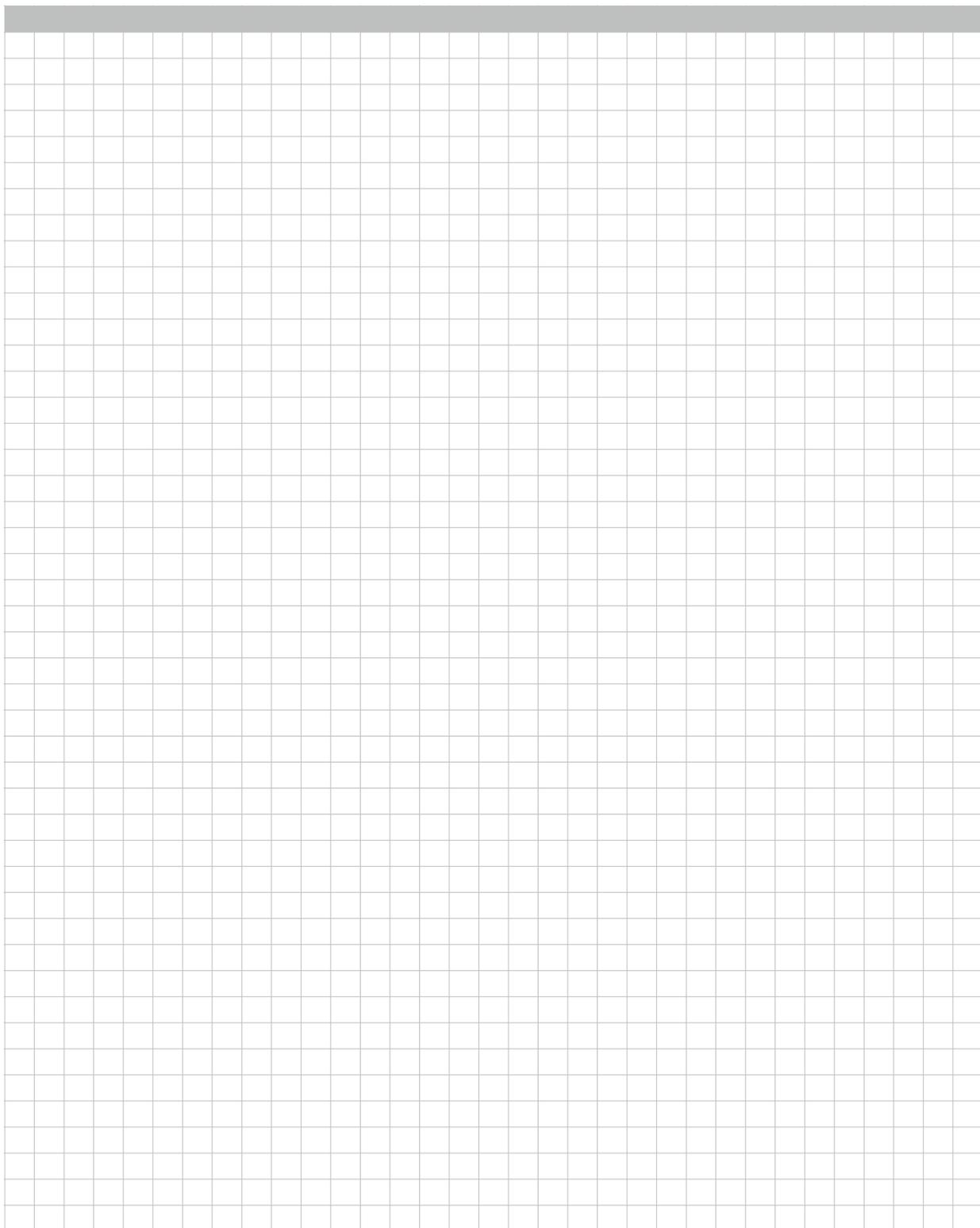
1. Colocar agua de sabor de fruta natural diluida en el vaso de metal.
2. Colocar el vaso de metal dentro de la hielera metálica que contiene el hielo con sal y comenzar a raspar las paredes del vaso interior con ayuda de una espátula con objeto de favorecer la solidificación.
3. Continuar con esta operación hasta obtener una pasta firme y homogénea.
4. Pesar un matraz Erlenmeyer 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 a 20x20 grid of small squares. The grid is empty and intended for the student to record their experimental data and perform calculations.

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 N° 10

SISTEMAS COLOIDALES

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 entrelazadas 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*, 2TM. 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 2 mL de leche adicionar 4 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 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 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 observa 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

PRÁCTICA N° 11

pH Y SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

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

1) Medir 10 mL de ácido acético 0.2M y completar a 100 mL con agua destilada en el matraz aforado, dividir la solución con exactitud en dos partes, colocándo 50 mL en un matraz erlenmeyer, y dejar los otros 50 mL en la probeta. Titular la solución de ácido acético hasta neutralizar con hidróxido de sodio 0.2M, utilizando fenolftaleína como indicador. Esto sirve para convertir todo el ácido acético en acetato (sal sódica); anotar el volumen de hidróxido utilizado.

A. Preparar una solución amortiguadora para la cual las concentraciones de ácido y sal sean iguales.

2) En el paso anterior, se tiene en la probeta una solución de ácido y en el matraz se tiene una solución de sal sódica (preparada anteriormente), adicionar a la probeta que tiene ácido un volumen de agua destilada igual al volumen de hidróxido de sodio 0.2M usado en la titulación de la otra solución. Una vez realizado esto mezclar ambas soluciones con lo cual el pH será igual a pK de acuerdo a la ecuación.

3) Medir el pH de la solución reguladora con papel pH e indicar que tan cercano esta este valor del que se predijo de acuerdo al pK del ácido acético.

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

En la siguiente forma utilizar papel pH.

4) Preparar 2 volúmenes de 25 mL de la solución reguladora obtenida 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 N° 12

pH Y SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

PUNTO ISOELÉCTRICO DE LAS PROTEÍNAS

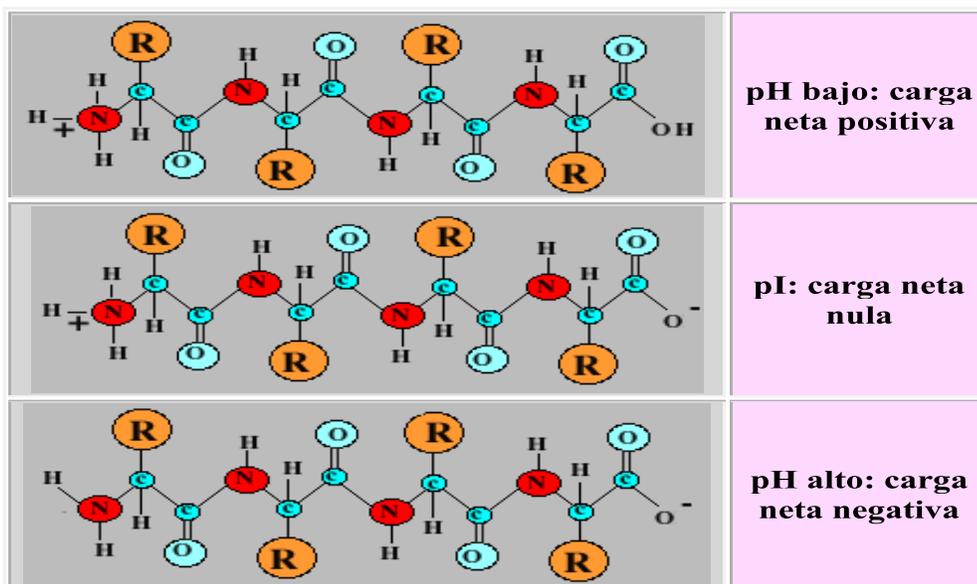
INTRODUCCIÓN

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 NH₂ 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 ₂ O Destilada	8.40	7.80	8.8	8.50	8.00	7.00	5.00	1.00	7.40
mL Ác. Acético 0.01N	0.60	1.20	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00	0.00
mL Ác. Acético 0.1N	0.00	0.00	0.20	0.50	1.00	2.00	4.00	8.00	0.00
mL Ác. 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

CUESTIONARIO

1. Enlista el nombre de los aminoácidos esenciales y no esenciales junto con su abreviatura

Aminoácidos esenciales		Aminoácidos no esenciales	
Nombre	Abreviatura	Nombre	Abreviatura

2. ¿Cómo afecta la acidez el estado físico de las proteínas?

3. ¿El pH de la sangre corresponde al pH isoelectrico de las proteínas? Si no es así, es este (el de la sangre) mas ácido o mas básico que el pH isoelectrico.

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

APÉNDICE

CONSTANTES DEL AGUA

Fórmula	H₂O
Peso molecular	18 g/mol
Punto de fusión	273.15 K
Punto de ebullición	373.15 K
Densidad a 4°C	1.00000 g/ml
Tensión superficial a 20°C	72.8 dinas/cm
Viscosidad a 20°C	10.08 milipoises
Presión de vapor a 20°C	17.5 mm de Hg
Capacidad calorífica molar	75.3 J/mol K
Calor molar de fusión	6.01 kJ /mol
Calor molar de vaporización	40.79 kJ/mol a 373.15 K
Constante dieléctrica	78.54

VALORES DE ALGUNAS CONSTANTES FÍSICAS

Peso molecular del aire	28 g/mol
V molar (a PTN)	22.4 L/mol
N número de Avogadro	6.02 x 10²³ moléculas/ mol
Densidad del mercurio	13.6 g/cm³
Aceleración de la gravedad.	981 cm/s²
Constante de los gases "R"	0.082 L atm/K mol
	8.314 J/K mol
	1.987 cal/K mol
	8.314 x 10⁷ erg K mol

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 ₄	MgSO ₄	H ₂ SO ₄	Pb(NO ₃) ₂	K ₃ Fe(CN) ₆
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	Peso específico	Porcentaje en peso	Concentración molar
Ácido clorhídrico	HCl	36.47	1.19 (conc.)	37.2	12.1
Ácido nítrico	HNO ₃	63.02	1.42 (conc.)	70.0	15.8
Ácido fluorhídrico	HF	20.01	1.19 (conc.)	48.8	29.0
Ácido perclórico	HClO ₄	100.47	1.67 (conc.)	70.5	11.7
Ácido acético	CH ₃ COOH	60.05	1.05 (conc.)	99.8	17.4
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	98.08	1.84 (conc.)	96.0	18.0
Ácido ortofósforico	H ₃ PO ₄	98.00	1.70 (conc.)	85.0	14.8
Amoniaco	NH ₃	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.