



UNIVERSIDAD MICHOAQUANA 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 2026 por:

Q.F.B. Francisco Javier Gaona Zamudio

M.E. y D Mariela Roque Flores

M.C. Rubén Hernández Morales

CONTENIDO

	PÁGINA
Reglamento Interno del Laboratorio	7
PRÁCTICA 1	9
Gases. Comprobación de la Ley de Boyle	
PRÁCTICA 2	17
Termodinámica. Determinación de la Capacidad Calorífica	
PRÁCTICA 3	25
Termodinámica. Determinación del Calor de Reacción	
PRÁCTICA 4	31
Termodinámica. Determinación del Calor de Combustión	
PRÁCTICA 5	37
Termodinámica. Calor de Fusión del hielo	
PRÁCTICA 6	43
Soluciones. Determinación del Peso Molecular por Crioscopia	
PRÁCTICA 7	49
Ácidos, bases y sales	
PRÁCTICA 8	59
pH y Soluciones Amortiguadoras. Soluciones Amortiguadoras	
PRÁCTICA 9	63
pH y Soluciones Amortiguadoras. Punto Isoeléctrico de las Proteínas	
APÉNDICE. Tablas de Constantes y Equivalencias	69
BIBLIOGRAFÍA	73

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 cm³: _____

TABLA 1.1 TABULACION DE RESULTADOS DE LA LEY DE BOYLE										
	Altura izquierda (mm Hg) hd	Altura derecha (mm Hg) hi	Presión manométrica (mm Hg) $\Delta h = hd - hi$	Presión atmósferica (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

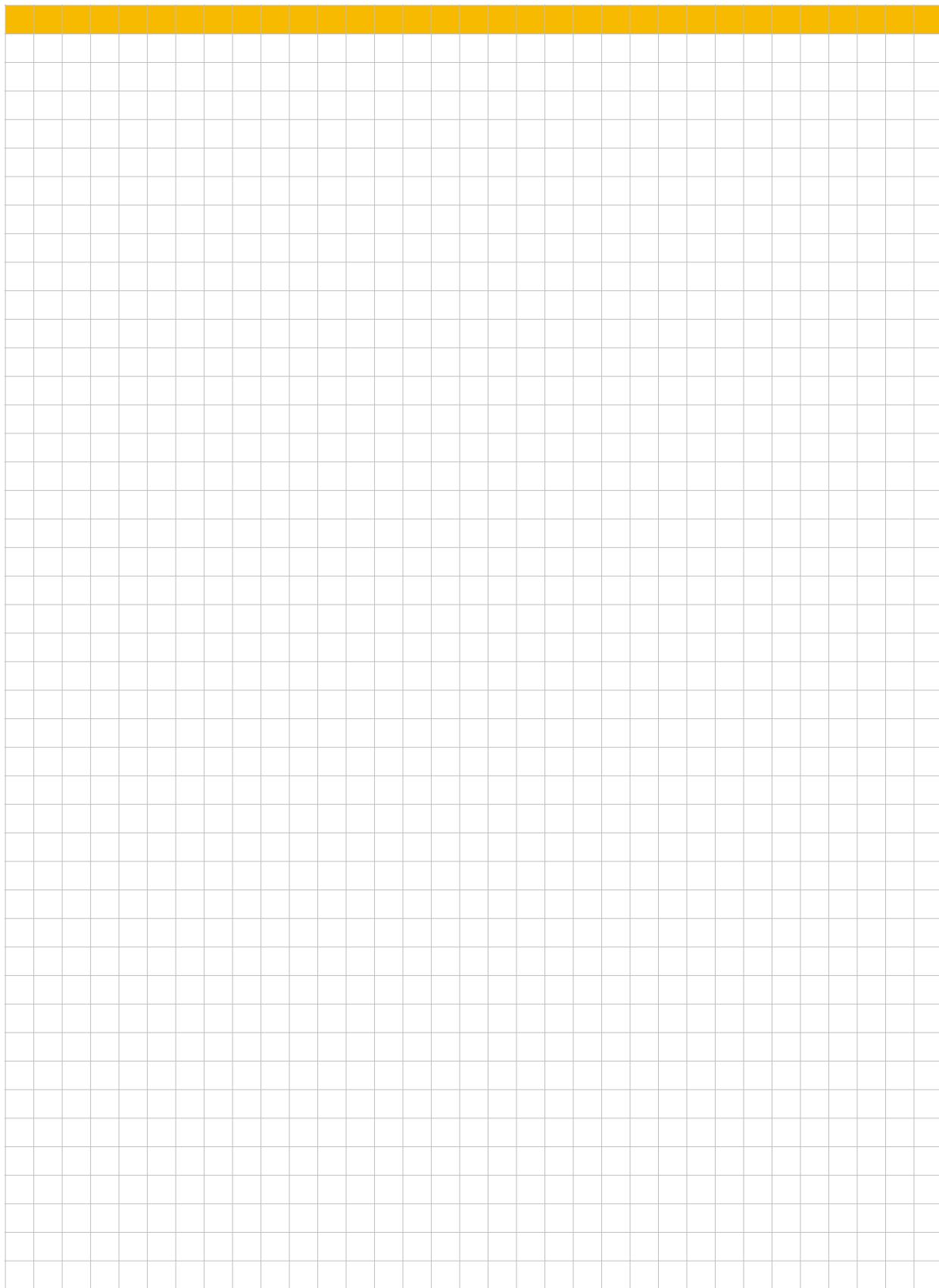
1 atm = 760 mmHg

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.

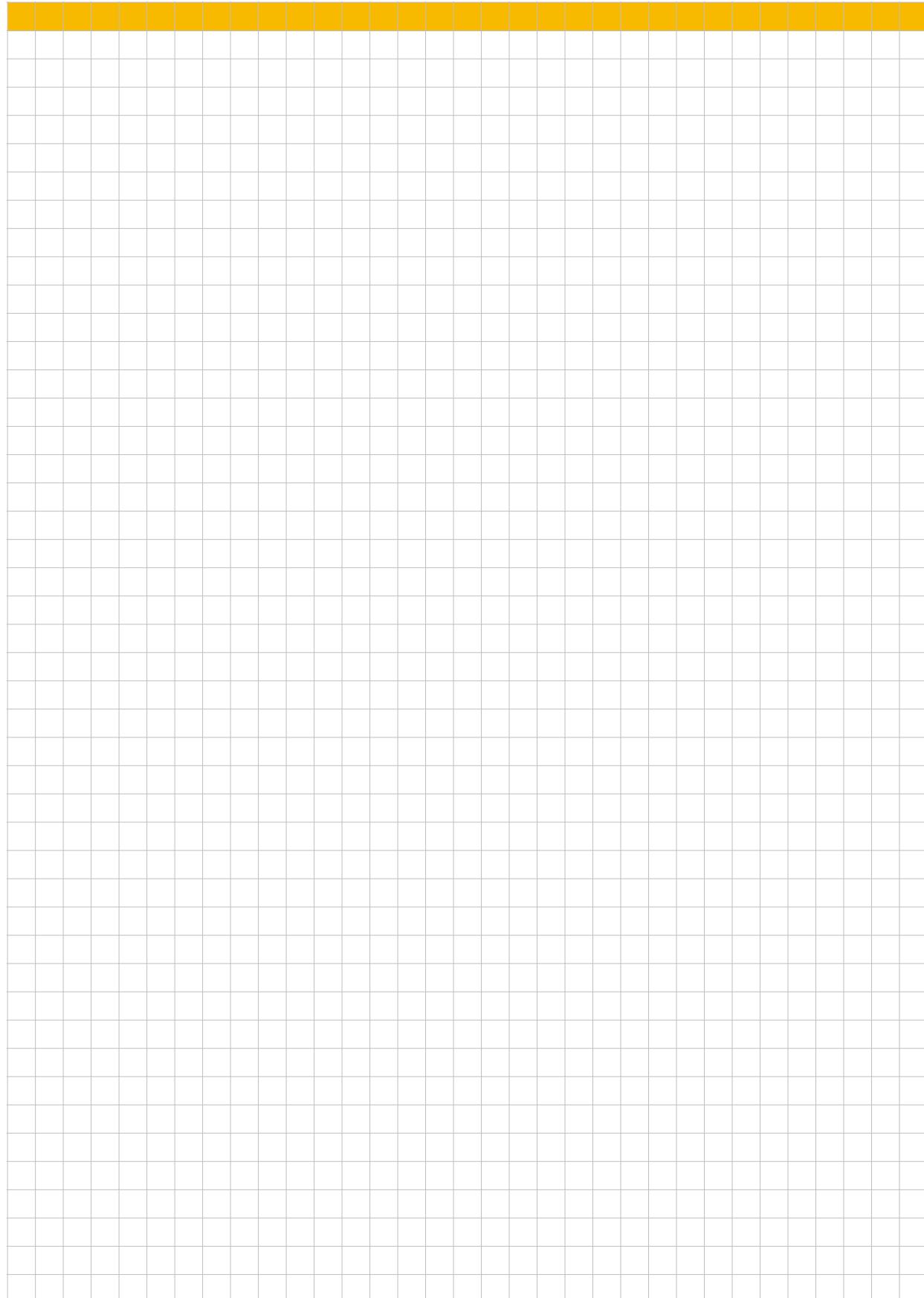
2) Con los valores de P en atm y (1/V) en L, elaborar otra gráfica, la cual se deberá ajustar por el método de mínimos cuadrados. Determinar la ecuación del experimento y graficar los nuevos valores obtenidos en la página correspondiente.

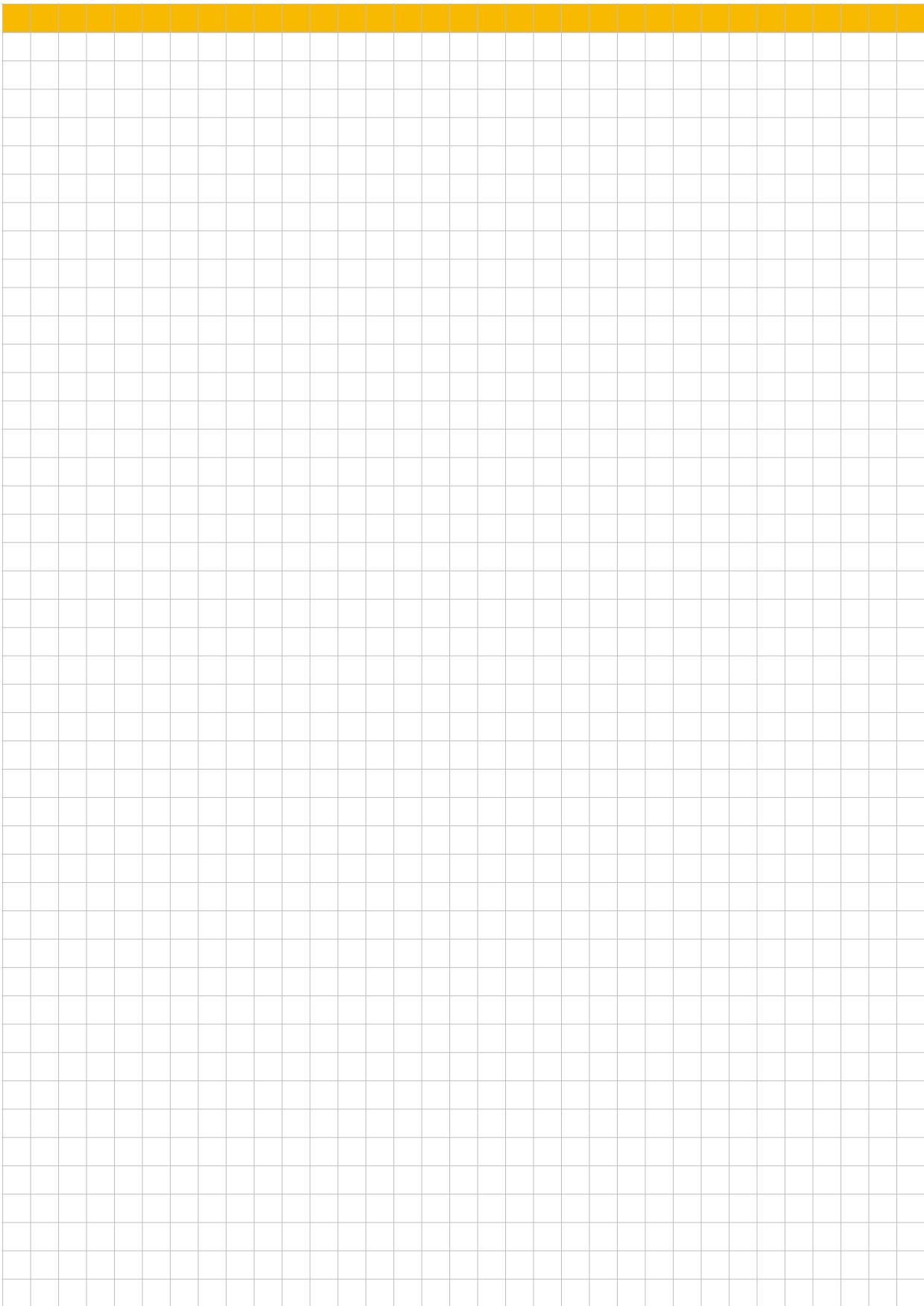
CÁLCULOS



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 (formato APA 7)

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

Aqua
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

II. CAPACIDAD CALORÍFICA DEL ALUMINIO.

1. Tomar un tubo de ensayo grande, seco y limpio, pesar aproximadamente 20 g gramos y anotar el peso (W_3).
2. Colocar durante 10 minutos, el tubo de ensayo tapado con un tapón de rosca en un vaso de 600 mL que contenga agua hirviendo. Anotar exactamente la temperatura (T_4) del agua en ebullición. Esta temperatura será la misma que la del aluminio.
3. Efectuar los pasos (1) y (2) de la determinación de la capacidad calorífica del calorímetro, teniendo cuidado de eliminar previamente el agua del experimento anterior y de secarlo bien. Peso del agua en el calorímetro (W_4).
4. Levantar la tapa del calorímetro y verter, lo más rápidamente posible, el aluminio metálico del tubo de ensayo, teniendo cuidado de que no entre ninguna cantidad adicional de agua, cerrar el calorímetro, agitar y anotar la temperatura máxima leída en el termómetro (T_5)
5. Calcular el calor específico del aluminio (C_p) conociendo la capacidad calorífica (C) del termo y los datos experimentales obtenidos; considerar el calor específico del agua igual a 1 cal/g °C

$$C_p W_3 (T_4 - T_5) = (C + C_{p_a} W_4) (T_5 - T_1)$$

Despejar de la fórmula anterior C_p

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(formato APA 7)

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 (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

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 (H₂SO₄) 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 (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.

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

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

Temperatura máxima de la reacción.

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

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 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 (formato APA 7)

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 está 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).

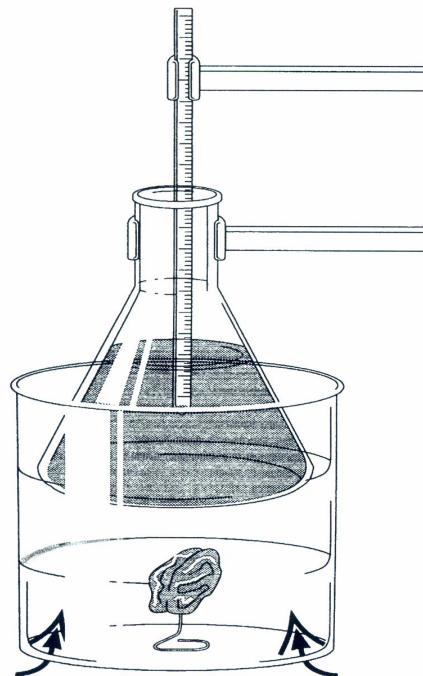


Figura 4.1

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): _____

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

T₂ (temperatura final): _____

T₁ (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 (formato APA 7)

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 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
Aqua

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. Pesar 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 .

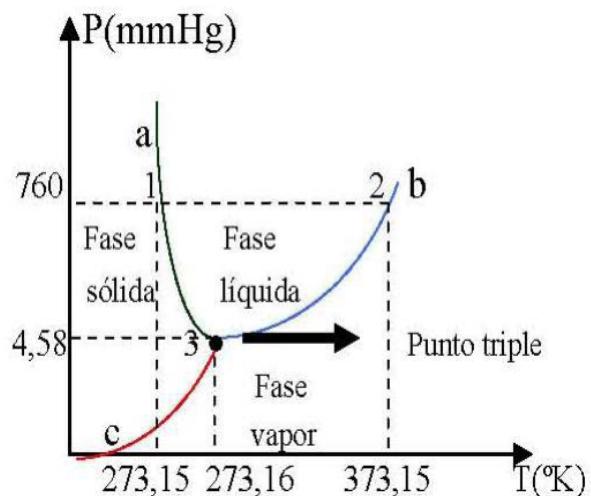
7. Pesar nuevamente en una balanza, y anotar este peso como M_2 ; la masa del hielo será:

$$m = M_2 - M_1$$

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

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

DIAGRAMA DE FASES DEL H_2O



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

$T_1 = T \text{ mezcla}$

$T_0 = T H_2O$

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

donde:

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

$T_1 = T \text{ mezcla}$

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

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

$T_f H_2O = 0^\circ C$

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 (formato APA 7)

PRÁCTICA 6

DETERMINACIÓN DEL PESO MOLECULAR POR CRIOSCOPÍA

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 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 qué sustancia se trata.

TABLA 6.1 RESULTADO DEL PUNTO DE CONGELACIÓN

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

ESQUEMAS

CÁLCULOS Y RESULTADOS

CUESTIONARIO

1.- Menciona las propiedades coligativas

2.- Da un ejemplo biológico de la aplicación de cada una de estas propiedades

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA (formato APA 7)

PRÁCTICA 7

ÁCIDOS, BASES Y SALES

INTRODUCCIÓN

De acuerdo a la teoría de Arrhenius un ácido es aquella sustancia que al agregarle agua, aumenta la concentración de los iones hidronio, y una base es cuando aumenta los iones oxhidrilo, y en las reacciones entre un ácido y una base se neutraliza formando sal y agua..

OBJETIVO

Comprender las diferencias entre ácidos, bases y sales, así como propiedades comunes en la experimentación química.

MATERIAL	REACTIVOS
Tubos de ensayo	HCl
Vidrios de reloj	H ₂ SO ₄
Portaobjetos	CH ₃ COOH
Mechero de Bunsen	AgNO ₃
Cápsula de porcelana	NaOH 20%
Pipetas	NH ₄ OH
Espátula	Ca(OH) ₂ 20%
Goteros	Zn
Vaso de precipitado	KI
Papel indicador de pH	KOH 20%

Indicadores
Fenolftaleína
Anaranjado de metilo

Procedimiento

1. En 3 tubos de ensaye colocar 5 mL de agua, en seguida agregar por las paredes del tubo con precaución 10 gotas de las siguientes sustancias: ácido clorhídrico, ácido sulfúrico y ácido acético concentrado respectivamente, luego humedezca un papel indicador de pH y registre el pH de cada uno de los tubos. Dividir cada solución en 3 tubos, rotulando correctamente.

¿Qué ha observado?

Solución	pH
Ácido clorhídrico	
Ácido sulfúrico	
Ácido acético	

2. A una de la serie de tubos del punto anterior agregar dos gotas de fenolftaleína.

¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

3. Proceda igual que en el paso anterior, pero ahora agregar unas gotas de anaranjado de metilo.

¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

4. A otra de la serie de tubos del paso 1, agregar unas gotas de nitrato de plata. ¿Qué observó? Realice las ecuaciones correspondientes. Anotar los nombres de reactivos y producto, sí suceden las reacciones.

Esquemas

--	--	--

5. En 3 tubos de ensayo colocar 2 mL de agua. A uno de ellos 20 gotas de hidróxido de sodio, al segundo 20 gotas de hidróxido de amonio y al tercero 20 gotas de hidróxido de calcio, agitar hasta homogeneizar, en seguida introduzca un papel indicador y registre el pH de cada uno de los tubos. Dividir cada solución en 2 tubos, rotulando correctamente.

¿Qué observó?

Solución	pH
Hidróxido de sodio	
Hidróxido de amonio	
Hidróxido de calcio	

6. A una de la serie de tubos del punto anterior agregar unas gotas de fenolftaleína.
¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

7. De la misma forma que en el paso anterior, pero ahora agregar anaranjado de metilo.
¿Qué observó?

Esquemas

--	--	--

8. Obtención de una sal a partir de un ácido y un metal: en dos tubos colocar un pedazo de cinta de magnesio, agregar con cuidado a uno de los tubos 5 gotas de ácido clorhídrico y al otro ácido sulfúrico concentrado respectivamente.

¿Qué sal se formó?

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

Esquemas

--	--

9. Obtención de una sal a partir de dos sales: colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de yoduro de potasio y 10 gotas de nitrato de plata, ¿qué sal se formó?

Escribir la reacción química completa. Con nombres y fórmulas de los reactivos y productos, además de balancear la ecuación.

--

Esquemas

Cuestionario

1. Definir ácido y base por su modo de acción en el agua:

2. Definir ácido y base según los conceptos de Brönsted

3. Definir ácido y base según Lewis

4. ¿Qué es un indicador?

5. Investigar 6 indicadores, mencione el cambio de color y diga el intervalo de su pH.

Conclusiones

BIBLIOGRAFÍA (formato APA 7)

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 hidrógeno (protónes) 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 hidrógeno, 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.

$$pH = pK_a + \log [\text{sal}]/[\text{ácido}]$$

$$pK_a = -\log K_a$$

OBJETIVO

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

MATERIAL

Matraces Erlenmeyer de 250 mL
Bureta
Soporte Universal
Pipetas
Papel pH
Probeta
Vaso de precipitados

REACTIVOS

Fenolftaleína
NaOH 0.2M
HCl 0.2M
Sol. amortiguadora de CH_3COOH/CH_3COONa
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.

Medir con exactitud 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

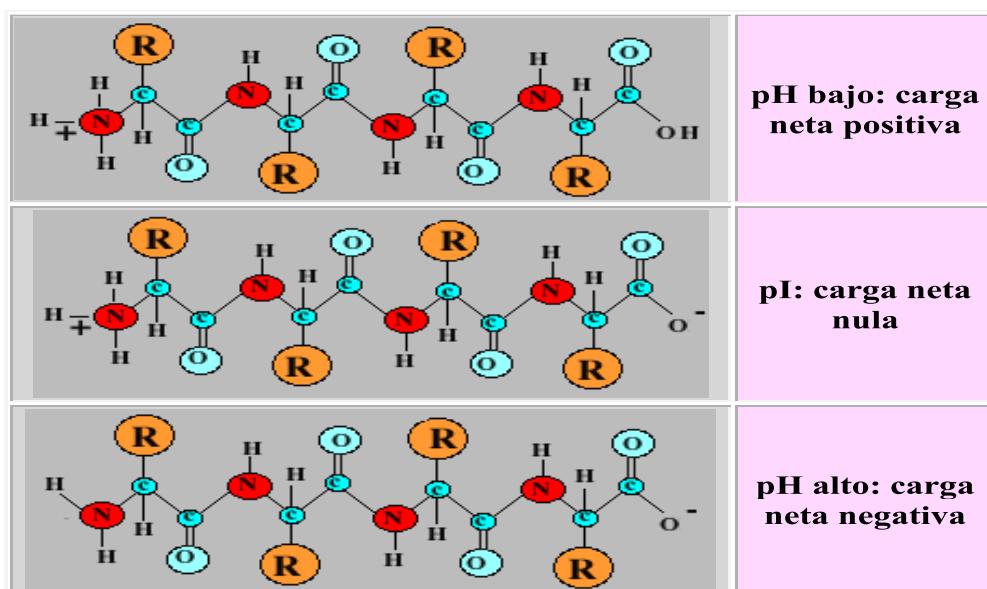
PUNTO ISOELÉCTRICO DE LAS PROTEÍNAS

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 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 isoeléctrico o punto isoeléctrico, y es característico de cada proteína.

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

CUESTIONARIO

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

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

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

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 (formato APA 7)

APÉNDICE

CONSTANTES DEL AGUA

Fórmula	H ₂ O
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 10 ²³ moléculas/ mol
Densidad del mercurio	13.6 g/cm ³
Aceleración de la gravedad.	981 cm/s ²
Constante de los gases "R"	0.082 L atm/K mol 8.314 J/K mol 1.987 cal/K mol 8.314 x 10 ⁷ erg K mol

CONSTANTES MOLALES CRIOSCOPICAS K_f y EBULLOSCOPICAS K_b

Disolvente	Punto de congelación del disolvente puro	K_f	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 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 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:

Chang, R. (1999). Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos (6.^a ed.).

C. E. C. S. A.

Çengel, Y. A., & Boles, M. A. (2002). Termodinámica (Tomo I, 2.^a ed.).

McGraw-Hill.

Crockford, H. D., & Knight, S. B. (1993). Fundamentos de fisicoquímica.

C. E. C. S. A.

Dickinson, E., & Dements, D. J. M. C. (1995). Advances in food colloids.

Academic Press.

Engel, T., & Reid, P. (2007). Introducción a la fisicoquímica: Termodinámica (1.^a ed.).

Pearson.

Ergenson, M. E., & Straumanis, M. E. (1965). Compendio de química coloidal.

Continental.

Jiménez V., J., & Macarulla, J. M. (2004). Fisicoquímica fisiológica (4.^a ed.).

Interamericana.

Laidler, K. J., & Meiser, J. H. (2005). Fisicoquímica.

C. E. C. S. A.

Lehninger, A. L. (1975). Bioenergética.

Fondo Educativo Interamericano.

Levine, I. N. (2004). Fisicoquímica (5.^a ed.).

McGraw-Hill/Interamericana.

Levine, I. N. (2005). Problemas de fisicoquímica (5.^a ed., Serie Schaum).

McGraw-Hill.

Morris, J. G. (2001). Fisicoquímica para biólogos.

Reverté.

Shaw, D. J. (1990). Introducción a la química de superficie y coloides.

Alhambra.