



**UNIVERSIDAD AUTÓNOMA
DE BAJA CALIFORNIA SUR**



**ÁREA DE CONOCIMIENTO
DE CIENCIAS DEL MAR Y DE LA TIERRA**

**DEPARTAMENTO ACADÉMICO
DE CIENCIAS MARINAS Y COSTERAS**

**PROGRAMA EDUCATIVO: BIÓLOGO MARINO
PLAN DE ESTUDIOS POR COMPETENCIAS 2011-II**

FISICOQUÍMICA

II SEMESTRE

3 HORAS/SEMANA

LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

MANUAL DE LABORATORIO

**M. en C. Ma. Aurora Rebolledo López
La Paz, B.C.S., Febrero de 2011**

ÍNDICE

Introducción -----	3
Contrato de Aprendizaje-----	7
Competencias-----	9
Características de un instrumento de medición-----	10
Leyes de Boyle y Gay-Lussac-----	18
Ley de Graham -----	25
Velocidad de reacción -----	30
Cinética Enzimática-----	38
Reacciones reversibles. Equilibrio químico -----	44
Calorimetría. Cambios energéticos en las reacciones químicas-----	51
Calorimetría. Construcción y calibración de un calorímetro-----	56
Viscosidad de líquidos -----	62
Refractometría -----	69
Soluciones binarias. Equilibrio líquido-vapor -----	74
Propiedades coligativas. Crioscopía -----	79
Soluciones Amortiguadoras. Efecto sobre la lluvia ácida-----	84
Curvas de titulación ácido-base-----	90
Reacciones de óxido-reducción-----	96
Práctica de campo-----	104
Apéndices -----	108

INTRODUCCIÓN:

Este manual fue creado para apoyar el curso de: “Fisicoquímica” y guiará al estudiante en la parte práctica del mismo, mientras le ayuda a desarrollar las competencias disciplinares, con el objetivo de prepararlo sólidamente en la disciplina y su aplicación en la Biología Marina, y simultáneamente, reforzar competencias genéricas que impactarán favorablemente los ámbitos de su vida.

El estudiante se preguntará ¿Qué es una competencia?

“Es la capacidad de movilizar recursos cognitivos para hacer frente a un tipo de situaciones con buen juicio, a su debido tiempo, para definir y solucionar verdaderos problemas.”¹ Las competencias van más allá de las habilidades básicas o saber hacer ya que implican saber actuar y reaccionar; es decir saber qué hacer y cuándo, lo que evita la memorización sin sentido de temas desarticulados y la adquisición de habilidades mecánicas. Esto a su vez promueve el desarrollo de competencias manifiestas en la resolución de problemas, procurando que en el aula y laboratorio exista una vinculación entre estos y la vida cotidiana.

Competencias a desarrollar:

- **Disciplinares Básicas:** las mínimas necesarias de cada campo disciplinar para que los estudiantes se desarrollen en diferentes contextos y situaciones a lo largo de la vida.
- **Disciplinares Extendidas:** implican los niveles de complejidad deseables para quienes opten por una determinada trayectoria académica, teniendo así una función propedéutica en la medida que prepararán a los estudiantes de enseñanza superior para su ingreso y permanencia en posgrados y trabajos especializados.
- **Disciplinares Profesionales:** son competencias especializadas que preparan al estudiante para desempeñar su vida profesional con mayores probabilidades de éxito.
- **Genéricas:** las que se desarrollan de manera transversal en todas las asignaturas del mapa curricular y permiten al estudiante comprender su mundo e influir en él, le brindan autonomía en el proceso de aprendizaje y favorecen el desarrollo de relaciones armónicas con su entorno y quienes les rodean. (Anexo I)

¹ Mastache, Anahí et. al. Formar personas competentes. Desarrollo de competencias tecnológicas y psicosociales. Ed. Novedades Educativas. Buenos Aires / México. 2007.

Estudiante: este manual te encauzará a lo largo de actividades que reforzarán o desarrollarán tus competencias, además de tareas para aprender en forma colaborativa (aprender de y con tus compañeros). Al realizar las actividades y proyectos (reportes de práctica, informes, trabajos finales, etc.), encontrarás momentos para pensar, reflexionar y comunicarte, mientras:

- Conoces a tus compañeros.
- Compartes con ellos metas y objetivos.
- Cooperan y se ayudan mutuamente.
- Respetan sus puntos de vista y opiniones.
- Logran acuerdos y toman decisiones.
- Proponen alternativas para resolver los problemas que se presentan.

En el modelo de competencias lo importante es adquirir conocimiento, desarrollar habilidades y fortalecer actitudes y valores. Durante el laboratorio del curso desarrollarás diversas actividades y elaborarás tareas dirigidas a obtener tres tipos de evidencias que permitirán a tu docente evaluar si has adquirido la competencia.

Conocimientos: *Teorías y principios* que deberás dominar para lograr un desempeño eficaz.

Desempeños: *Habilidades para usar herramientas* (microscopios, ordenadores, software, claves de identificación, cuadrantes, transectos, etc.), en la adquisición, ordenamiento y análisis de datos e información. Estos desempeños pueden ser evaluados por el docente, alguno de tus compañeros e incluso por ti mismo.

Productos: *Evidencias tangibles de la competencia.* El producto que elaboraste u obtuviste (Reporte de práctica, marco conceptual, presentación), la información que buscaste, integraste al documento, y ordenaste en forma clara y estructurada en la sección de bibliografía etc.

El Manual de Prácticas de Laboratorio de Físicoquímica se elaboró con la finalidad de contar con un material didáctico complementario para el curso de Físicoquímica que forma parte del plan de estudios de la Carrera de Biólogo Marino impartida en la Universidad Autónoma de Baja California Sur.

El enfoque que actualmente se le da a la enseñanza de la Biología ha cambiado radicalmente desde hace algunas décadas (Morris, 1993) considerándose una de las finalidades preponderantes la descripción de los procesos vitales en términos físicos y

químicos, esto es el resultado del extraordinario avance al que han conducido las investigaciones biológicas a nivel de organización celular y subcelular.

El curso de Físicoquímica que se contempla en el plan de estudios de la carrera de Biología Marina tiene como objetivo dar respuesta a las necesidades antes mencionadas; si bien, no se pretende dar un enfoque muy riguroso en cuanto a matemáticas se refiere, sí se hace especial énfasis en temas de importancia inmediata para la biología marina.

El programa de Físicoquímica para biólogos marinos, que se imparte en el segundo semestre de la carrera, está formado por seis unidades en las que se contemplan los temas fundamentales de esta disciplina que son además, de gran importancia desde el punto de vista de la Biología:

Unidad I

- Introducción
 - Físicoquímica. Desarrollo histórico.
 - Requerimientos para el estudio de la Físicoquímica
 - Sistema internacional de Unidades
 - Sistema métrico decimal
 - Incertidumbre en las mediciones

Unidad II

- El estado gaseoso
 - Propiedades y ecuaciones empíricas del modelo del gas ideal
 - Teoría cinética de los gases
 - Gases reales
 - Flujo de gases durante la respiración

Unidad III

- Cinética química.
 - Velocidad de reacción
 - Equilibrio químico
 - Equilibrio iónico

Unidad IV

- Termodinámica
 - Definición y conceptos básicos
 - Primera ley de la termodinámica
 - Segunda ley de la termodinámica
 - Bioenergética

Unidad V

- Líquidos y soluciones
 - Estado líquido
 - Soluciones
 - Propiedades coligativas

Unidad VI

- Electroquímica
 - Reacciones de óxido-reducción
 - Celdas electroquímicas
 - Reacciones de óxido-reducción en solución acuosa

Este manual es un material de apoyo, tanto para estudiantes como para profesores de fisicoquímica, en la realización de la parte experimental de esta disciplina cuya importancia es insoslayable considerando que ésta tiene su origen en dos ciencias netamente experimentales.

Cada práctica propuesta en este manual se inicia con un marco teórico que servirá para orientar al estudiante y ofrecerle un elemento de referencia. Se incluyen también los procedimientos y técnicas a seguir para alcanzar los objetivos propuestos. Al finalizar se presenta un cuestionario cuya resolución obligará al estudiante a obtener información adicional para lo cual se incluye también en cada práctica una pequeña bibliografía de consulta.

En este manual se han incluido 15 prácticas de laboratorio y una práctica de campo, con las cuales se cubren los temas propuestos en el programa de Fisicoquímica para la carrera de Biología Marina. El profesor de la asignatura podrá elegir aquellas que considere satisfacen más las necesidades de su curso.

CONTRATO DE APRENDIZAJE

ASIGNATURA: FISICOQUÍMICA	
<p>Al estudiante: Ahora que conoces los contenidos del curso de Físicoquímica, revisa este Contrato de Aprendizaje, que tiene el propósito de establecer de forma conjunta estudiante – docente, los acuerdos y lineamientos que será conveniente respetar durante las sesiones del laboratorio, a fin de generar un espacio propicio para el trabajo y convivencia armónica y el desarrollo de competencias disciplinarias y genéricas.</p>	
DERECHOS Y DEBERES	
DEL ESTUDIANTE	DEL DOCENTE
Cláusulas:	Cláusulas:
<p>Primera: Actividades de Aprendizaje</p> <p>El estudiante se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> Realizar de forma ética y responsable el 100% de las actividades de aprendizaje y evidencias solicitadas por el docente. Hacer entrega de las actividades y sus requerimientos en la fecha y hora acordadas. <p>Solicitar apoyo a sus compañeros cuando así lo requiera, además de brindarles asesoría y dar soporte en la medida de sus posibilidades, a fin de favorecer el desarrollo de sus competencias.</p>	<p>Primera: Actividades de Aprendizaje</p> <p>El docente se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> Indicar claramente a los estudiantes las actividades de aprendizaje a realizar en el laboratorio, ya sea de forma individual o por equipos, además de otorgar un tiempo adecuado para su realización; programar anticipadamente la fecha en que se entregarán los productos (reporte de práctica, mapa conceptual, investigación bibliográfica). Especificar los requisitos que estas actividades deberán cumplir además del lugar y hora en que deberán entregarse.
<p>Segunda: Responsabilidad</p> <p>Cada estudiante es responsable de su propio aprendizaje, por lo tanto su participación activa e interacción con sus compañeros de grupo y docente debe propiciar un ambiente que favorezca:</p> <ul style="list-style-type: none"> El logro de competencias disciplinares. El desarrollo de competencias genéricas La convivencia armónica. <p>Para tal fin:</p> <ul style="list-style-type: none"> Desarrollar cada una de las prácticas, considerando el protocolo propuesto. Desarrollar cada una de las prácticas respetando el reglamento General de Laboratorios. Leer con anticipación el protocolo establecido para cada práctica. 	<p>Segunda: Responsabilidad</p> <p>El docente se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> Realizar en forma oportuna la planeación del curso y actividades de laboratorio. Impartir su clase y conducir las actividades de enseñanza, aprendizaje, práctica y evaluación, de forma tal que se produzca un proceso educativo de calidad acorde al contexto y a las necesidades de los estudiantes. Crear experiencias de aprendizaje enfocadas a favorecer en los estudiantes el desarrollo de competencias y el logro de los fines educativos. <p>Generar un ambiente que motive a los estudiantes a aprender, participar, comunicar, interactuar, investigar.</p>
<p>Tercera: Honestidad, Respeto y Tolerancia</p>	<p>Tercera: Honestidad, Respeto y Tolerancia</p>

<p>El estudiante se compromete a tratar con respeto, ética, honestidad y tolerancia a sí mismo, a sus compañeros y a su docente.</p>	<p>El docente se compromete a:</p> <p>Ser tolerante, responsable, y respetuoso.</p> <p>Dar un trato equitativo a todos los estudiantes.</p> <p>Dar a los estudiantes la orientación pertinente</p>
<p>Cuarta: Participación</p> <p>El estudiante tiene derecho y obligación de participar en la sesión, ser escuchado, expresar con orden y respeto sus ideas, puntos de vista, sugerencias, experiencias comentarios, y observaciones, todo ello con el objetivo de fortalecer el proceso educativo.</p>	
<p>Quinta: Puntualidad y Asistencia</p> <p>El estudiante se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Asistir al 100% de las sesiones de laboratorio Podrá faltar al 20% de las sesiones siempre y cuando estén justificadas. • Presentarse a las sesiones de laboratorio puntualmente. • Se darán como máximo 15 minutos de tolerancia. 	<p>Cuarta: Puntualidad y Asistencia</p> <p>El docente se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Asistir al 100% de las sesiones de laboratorio • Presentarse a las sesiones de laboratorio puntualmente
<p>Sexta: Evaluación</p> <p>La evaluación total del curso estará dada por las calificaciones obtenidas en la parte teórica y en la parte experimental del curso, de acuerdo a la siguiente proporción:</p> <p>TEORÍA 50%</p> <p>LABORATORIO 40%</p> <p>EXPOSICIÓN ORAL 5%</p> <p>PRÁCTICA DE CAMPO 5%</p> <p>La evaluación de la parte teórica (50%) será el promedio de cuatro evaluaciones parciales, cada una de ellas será el resultado de:</p> <p>Participación (10%): Se considera las actividades realizadas por el alumno en el salón de clase, como la resolución de problemas, respuesta a las preguntas y exposición oral de temas.</p> <p>Actividades Extraclase (20%): Dentro de ellas se consideran la redacción de resúmenes, elaboración de mapas conceptuales o diagramas de flujo, investigaciones documentales y resolución de problemas de los cuales se tendrán que entregar una colección al término de cada unidad temática.</p> <p>Examen (70%): Los cuales abarcarán:</p> <p>1º Unidades I y II</p> <p>2º Unidad III</p> <p>3º Unidades IV</p> <p>4º Unidades V y VI</p>	<p>Quinta: Evaluación</p> <p>El docente se compromete a:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Respetar y hacer respetar los criterios de evaluación de la asignatura correspondiente. • Dar a conocer los criterios y porcentajes de evaluación, tomando en cuenta la normatividad y reglamento de la institución. • Realizar una evaluación integral con base en los criterios establecidos, acorde a los objetivos de aprendizaje y a lo que se realizó en el laboratorio • Informar oportunamente a los estudiantes los resultados de su evaluación y calificaciones. Atender sus dudas y realizar las aclaraciones pertinentes.

<p>La evaluación de la parte experimental (40%) estará dada por el promedio de las calificaciones obtenidas en cada una de las prácticas, (de las cuales el alumno deberá haber realizada al menos el 80% de ellas), se asignarán de acuerdo con los requerimientos para el trabajo en el laboratorio establecidos en el Manual de Físicoquímica. Para la estancia en el laboratorio es obligatorio el uso de bata</p> <p>La exposición oral (5%) se realiza en equipo, se desarrolla un tema y se expone frente al grupo. El profesor con anticipación dará a los alumnos los lineamientos a seguir y los criterios de evaluación.</p> <p>La práctica de campo (5%) se realiza en forma conjunta con las otras asignaturas de segundo semestre y tiene como objetivo integrar los conocimientos de dichas asignaturas. La evaluación se hará en función del reporte de la misma, el cual se entregará en formato de informe de investigación.</p> <p>El promedio de las calificaciones tanto de la teoría como del laboratorio tendrá que ser aprobatorio, para obtener la calificación final del curso.</p>	
--	--

COMPETENCIAS GENÉRICAS Y DISCIPLINARES

COMPETENCIAS GENÉRICAS	COMPETENCIAS DISCIPLINARES
Manejar adecuadamente los materiales y equipos de laboratorio. ..	Interpretar y evaluar datos derivados de observaciones y mediciones experimentales, relacionándolos con la teoría.
Comunicarse de manera escrita	Comprender la terminología propia de la química.
Trabajar en equipo	
Desempeñar sus tareas con formalidad y puntualidad.	

PRÁCTICA 1.
CARACTERÍSTICAS DE UN INSTRUMENTO DE MEDICIÓN
6 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

a) Características de los instrumentos

El **rango** es el intervalo de medición de un instrumento. Se define por dos valores, el menor y el mayor, ambos límites de la escala que se usa.

La **resolución** por su parte es el menor valor que puede registrar el instrumento con incertidumbre mínima.

Se define a la **legibilidad** como el atributo del instrumento que indica la facilidad con que un ser humano puede leer el registro.

b) Errores inherentes al instrumento y al experimentador

En el laboratorio de fisicoquímica se tiene la oportunidad de realizar experimentos cuantitativos, en los que un análisis detallado de las fuentes de error que acompañan las mediciones sucesivas son un complemento necesario de los resultados. Entre las aproximaciones más importantes que señalan las incertidumbres en la medición se encuentra la precisión. Este valor indica la capacidad de un instrumento de repetir una misma lectura sucesivamente, cuando la cantidad que se detecta permanece constante, se denomina **precisión**.

El error de precisión de un instrumento se presenta cuando se llevan a cabo medidas sucesivas de una misma cantidad física que permanece invariable, dando diferentes valores numéricos.

El cálculo del error de precisión de un instrumento (EP) requiere que la cantidad física a medir sea un patrón reconocido como tal y además se deberá considerar la máxima desviación existente, con lo que se garantiza que las lecturas futuras del instrumento queden dentro del rango de error.

$$EP = \frac{\text{desviación máxima}}{\text{valor promedio de las lecturas}} * 100$$

□

Otro concepto importante para caracterizar un instrumento de medición es la **exactitud** la cual se define como la característica de un instrumento que permite obtener una lectura, de cierta cantidad física, lo más cercana al valor real o patrón.

El error de exactitud de un instrumento se presenta cuando el promedio de lecturas sucesivas de una misma cantidad o variable, se desvía de la lectura considerada como correcta y esa desviación se mantiene sin importar el número de lecturas sucesivas que se hagan.

Para calcular el error de exactitud del instrumento (EE_i) se deberá considerar la desviación entre el valor promedio de lecturas y el valor real o patrón:

$$EE_i = \frac{\text{valor promedio de las lecturas}}{\text{valor real}} * 100$$

Además de los errores de precisión y exactitud, otros conceptos empleados para describir el error de mediciones experimentales son la **desviación promedio** y la **desviación estándar**. En este caso, estas dos medidas permitirán estimar el **grado de error inherente al experimentador**, por ejemplo, errores de paralaje, del proceso de lectura, entre otros.

La desviación promedio proporciona una **estimación cualitativa** de la precisión de las mediciones, y se calcula tomando la suma de los valores absolutos de las desviaciones y dividiéndola entre el total de las observaciones:

$$a = (\sum |d|) / n$$

donde a es la desviación promedio, $|d|$ representa la magnitud de una desviación individual, y n es el número de ensayos.

Por otro lado, la desviación estándar **es una medida de dispersión de gran utilidad en la descripción de errores**, entre otras cosas. Su magnitud equivale a la distancia promedio de los datos con respecto a su media aritmética, y puede calcularse mediante la siguiente relación:

$$\sigma = (\sum d^2 / n - 1)^2$$

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Establecer aquellas características de un instrumento de medición que indiquen cómo es y qué puede esperarse del mismo.

Diferenciar entre los conceptos de exactitud y precisión, y calcular los errores correspondientes. Así mismo, comprender el error inherente en las mediciones y aplicar técnicas estadísticas básicas para reportarlo e interpretarlo con los resultados (desviación promedio y desviación estándar).

Adquirir habilidad en el manejo de algunos de los instrumentos más utilizados en el laboratorio de fisicoquímica.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Equipo y Materiales

Termómetro	Cronómetro
Probeta	Matraz aforado
Matraz Erlenmeyer	Vernier
Vaso de precipitados	Balanza electrónica
Pipeta volumétrica	Balanza granataria
Pipeta graduada	Pesa patrón
Barómetro	Parrilla
Bureta	Sol. de HCl concentración X
1 pipeta graduada de 2 mL	Sol. NaOH 1.25 M
1 puntas de plástico	Sol. de fenolftaleína 1%
1 jeringas sin aguja	
1 pedazos de manguera de hule de 3 cm	
vasos de pp de 10 mL	
2 matraces erlenmeyer de 10 mL	
1 soporte	
1 pinzas dobles para microbureta	

Procedimiento

A. Características de los instrumentos.

Observe cuidadosamente el material que se le ha proporcionado y en la **tabla I** indique, para cada uno de ellos: rango, resolución, unidades y legibilidad.

B. Exactitud, precisión, y errores inherentes a la medición.

1.- Con la balanza granataria determine la masa de la "pesa patrón" que se le ha entregado. Realice la misma operación pero utilizando la balanza electrónica. Con objeto de determinar la exactitud y precisión de los instrumentos utilizados, realice en cada caso, cinco determinaciones y anote los resultados en la **tabla II**.

2.- Proceda a determinar la concentración de una solución de HCl titulando con una solución 1.25M de NaOH. Para ello prepara tres matraces erlenmeyer de 50ml con 10ml de la solución de HCl utilizando una pipeta volumétrica y añada dos gotas de fenolftaleína. En la bureta de 25mL adiciona la solución de NaOH y procede a realizar la titulación hasta que cambie el color de la solución a un rosa pálido. Anota los resultados en la **tabla III**.

Realiza la misma operación pero utilizando una microbureta (sigue las instrucciones del profesor) llenándola con NaOH 1.25M, para ello prepara tres matraces de 10mL con un mL de solución de HCl de concentración desconocida y añádeles 1 gota de fenolftaleína. Anota los resultados en la **tabla III**.

4.- Determine el promedio, desviación media y desviación estándar de los datos registrados en las tablas I, II, III y IV en cada caso. Registre esta información en la **tabla V** utilizando sus unidades correspondientes.

Resultados y Cálculos

Tabla I

Instrumento	Unidades	Rango	Resolución	Legibilidad
Termómetro				
Probeta				
Matraz Erlen meyer				
Vaso precipitados				
Pipeta volumétrica				
Pipeta graduada				
Cronómetro				
Matraz aforado				
Vernier				
Balanza electrónica				
Balanza granataria				
Bureta				
Barómetro				

Tabla II

No.	Balanza granataria	Balanza electrónica
1		
2		
3		
4		
5		

Masa real de la "pesa patrón" =

Tabla III

No.	Bureta		Microbureta	
	V NaOH (mL)	M HCl n/L	V NaOH (mL)	M HCl n/L
1				
2				
3				
	$M_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} / V_{\text{HCl}}$		$M_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} / V_{\text{HCl}}$	

Molaridad real de la solución de HCl =

Tabla IV

Instrumento/ Técnica	Promedio	Desviación media	Desviación estándar	Valor real o patrón
Balanza granataria				
Balanza electrónica				
Titulación				
Microtitulación				
Termómetro				

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente Cuestionario**
 1. ¿Es posible que un instrumento sea preciso y al mismo tiempo inexacto? Fundamente su respuesta
 2. ¿Por qué es necesario tener un valor real o de referencia para medir la exactitud?
 3. ¿Por qué es necesario realizar más de un ensayo para determinar la precisión?

4. Con un dinamómetro se hicieron varias determinaciones para medir la fuerza de una polea para equilibrar una masa X. Los resultados obtenidos fueron los siguientes: 30.5 N, 28.9 N, 30.2 N, 28.5 N, 29.0 N, 30.1 N, 29.8 N, 31.0 N. Si la fuerza real es 30.0 N, calcule los errores de precisión y exactitud para dicho dinamómetro.
5. Si tuviera que hacer un experimento en el que el uso de la balanza fuera preponderante, ¿cuál de las dos balanzas utilizaría? Explique por qué.
6. Investiga en qué se fundamenta el proceso de valoración de un ácido por titulación con una base.
7. ¿Por qué es importante conocer la desviación estándar de un conjunto de mediciones sobre una misma magnitud? ¿Qué información nos da este valor sobre el instrumento/técnica utilizado, y más generalmente, sobre la confiabilidad de las mediciones?
8. ¿Es posible hacer inferencias sobre la **exactitud** de un instrumento a partir de la desviación que muestren sus lecturas alrededor de una magnitud constante, pero desconocida? Fundamente su respuesta
9. Suponga que cuenta con una muestra de néctar de la flor del cardón *Pachycereus pringlei*. Con el fin de determinar su concentración de azúcares, usted cuenta con un refractómetro de Abbe. Después de varias mediciones sucesivas sobre la misma muestra, el refractómetro arroja los siguientes resultados (Índices de Refracción):

- | | |
|----------|--------|
| • 1.3510 | 1.3509 |
| • 1.3508 | 1.3512 |
| • 1.3508 | 1.3513 |
| • 1.3514 | 1.3510 |
| • 1.3511 | 1.3511 |
| • 1.3510 | 1.3509 |

¿Cuál es la dispersión de estos datos medida por su desviación media y estándar? ¿Qué puede concluir sobre el refractómetro de Abbe a partir de éstos valores? ¿Cuál es su porcentaje de error de precisión? ¿Puede hacer inferencias sobre la exactitud del mismo?

10. Investigue la relación que existe entre el índice de refracción de una solución y su concentración. Suponiendo que el néctar del cardón *P. pringlei* está compuesto casi en su totalidad por sacarosa, ¿cuál es su concentración promedio según los datos de Índice de Refracción proporcionados en la pregunta anterior?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Observación detallada de los instrumentos y materiales proporcionados</i>	<i>Tabla I de la sección “Resultados y Cálculos”</i>
<i>Adquisición de habilidad en el uso de las balanzas granataria y electrónica para la determinación de un peso patrón</i>	<i>Tabla II de la sección “Resultados y Cálculos”</i>
<i>Ejecución de titulaciones ácido-base: macroescala y microescala</i>	<i>Tabla III de la sección “Resultados y Cálculos”</i>
<i>Análisis y comprensión de errores inherentes a los instrumentos y a la técnica (titulación)</i>	<i>Tabla IV de la sección “Resultados y Cálculos” y cuestionario</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican al principio de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS

- Brown, L. Th. Le May, E. Y B. E. Bursten. 1991. **Química. La Ciencia Central**. Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México. 1159 pp.
- Considine, O.M. 1971. **Encyclopedic of Instrumentation and Control**. Mc. Graw-Hill. EUA. 788 pp.
- Maiztegui, A.P. Y R.J. Gleiser. 1980. **Introducción a las mediciones de Laboratorio**. Kapelusz. Argentina. 132 pp.
- Masterton, W.L. y E.J. Slowinski. **Matemáticas para químicos**. Nueva Editorial Interamericana. México. 231pp.

PRÁCTICA 2.
LEYES DE BOYLE Y GAY.LUSSAC
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Cualquier discusión acerca de la conducta gaseosa deberá considerar como punto de partida, las leyes o generalizaciones que sobre los gases se han establecido como resultado del estudio de su comportamiento, por lo que resulta imprescindible conocer y entender leyes tales como la de Boyle, Charles-Gay Lussac y Avogadro, entre otras. Estas leyes establecen las relaciones cuantitativas entre el volumen, la presión, la temperatura y el número de partículas para cualquier gas.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Demostrar experimentalmente la relación que existe entre el volumen, la presión y la temperatura de un gas.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y Reactivos

Barómetro	Tubo de vidrio en U
Manómetro de mercurio	Manguera
Matraz Erlenmeyer de 250mL	Termómetro
Parrilla eléctrica	Regla graduada
Vaso de precipitado de 1L	

Parte experimental

A. Relación volumen-presión de un gas a temperatura constante (Ley de Boyle)

El manómetro consta de dos tubos de vidrio los cuales están conectados entre sí por una manguera de hule de paredes gruesas que contiene mercurio, de

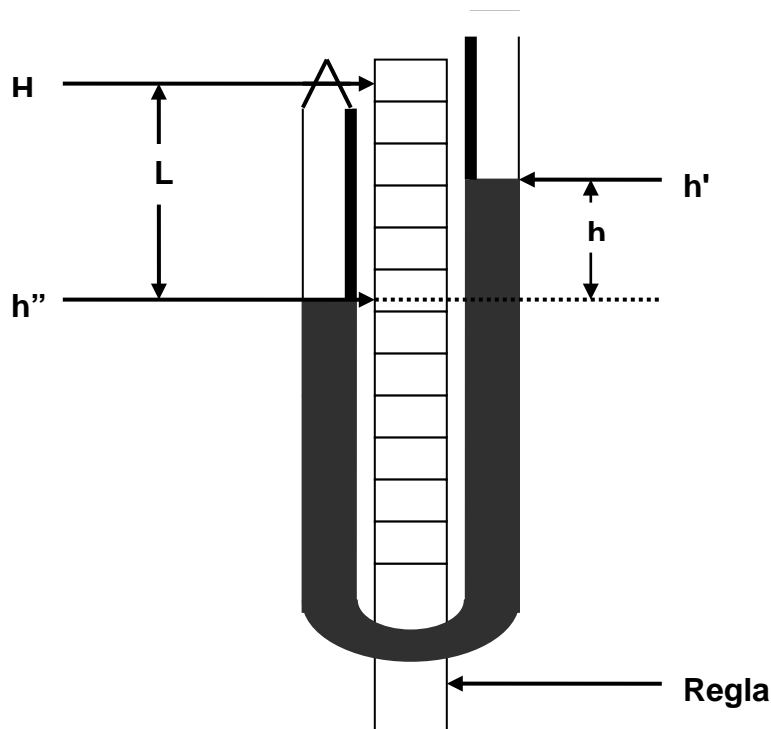
tal manera que al hacer subir el nivel de uno de los tubos el mercurio cambia también de nivel en el otro tubo. Uno de los tubos tiene en el extremo superior una llave que permite controlar la salida y entrada de aire. El otro tubo permanece abierto.

Con la llave abierta del tubo, nivele el mercurio en ambos tubos. Cierre la llave del tubo de manera que el aire quede confinado en él. La presión a la que se encuentra el aire será la presión atmosférica. Lea la presión atmosférica en el barómetro y anótala en la **tabla I** de resultados. Anote también la temperatura ambiente.

Cambie la presión ejercida sobre el aire confinado subiendo o bajando el tubo abierto, si el tubo abierto se sube aumentará la presión sobre el aire confinado, si el tubo se baja disminuirá la presión. Para calcular la presión ejercida tendrá que tomar las medidas de los niveles del mercurio en ambos tubos.

Suba el nivel del tubo abierto 25 cm del nivel original, anote sus lecturas y luego baje la altura del tubo 2.5 cm cada vez. Anote los resultados en la **tabla I**.

Figura 1. Manómetro de mercurio (Ley de Boyle).



Especificaciones.

H = Altura de la columna de aire (cm)

h' = Nivel de mercurio en el tubo abierto (cm)

h'' = Nivel de mercurio en el tubo cerrado (cm)

h = Diferencia de niveles = $h' - h''$ (cm)

L = Longitud de la columna de aire = $H - h''$ (cm)

B. Relación volumen-temperatura de un gas a presión constante (Ley de Gay-Lussac)

Calcule el volumen de aire que se encuentra confinado en el sistema a la temperatura ambiente.

Coloque el matraz con aire, perfectamente cerrado, en el baño maría encima de la parrilla eléctrica con objeto de que el aire del sistema alcance una temperatura de 50 °C. Retire la parrilla eléctrica con objeto de que el sistema alcance el equilibrio térmico.

Una vez que el sistema alcance su equilibrio térmico, anote la temperatura y a partir de este momento anote la altura de la columna de aire confinada en el tubo cerrado para determinar el volumen de aire a dicha temperatura.

Determine la altura de la columna de aire conforme disminuye la temperatura cada 5 °C.

Con los datos obtenidos determine los volúmenes correspondientes a cada temperatura.

Especificaciones

$t^{\circ}\text{C}$ = Temperatura en grados Celsius

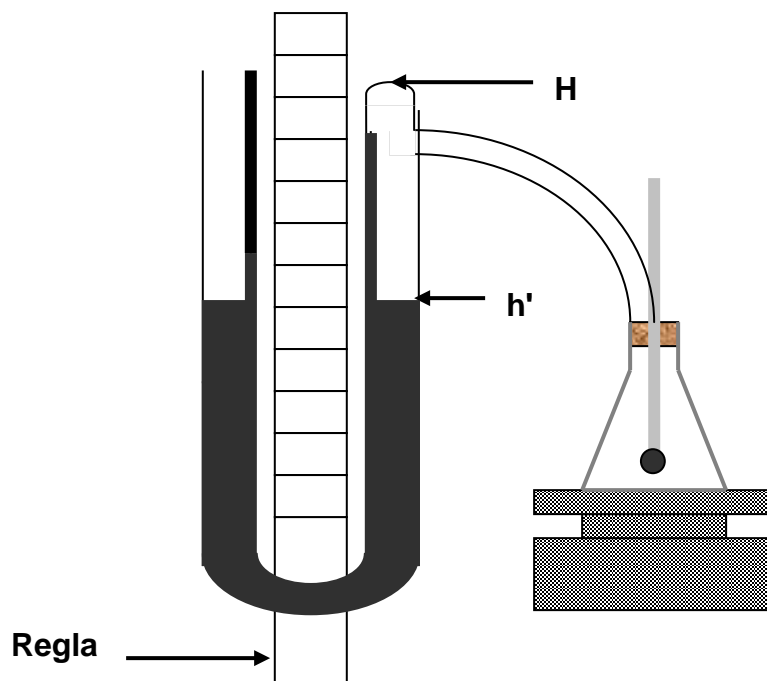
$T^{\circ}\text{K}$ = Temperatura en grados Kelvin = $T^{\circ}\text{C} + 273.15$

L = altura de la columna de aire (cm) = $H - h'$

$V_{\text{Tubo}} = A \times L$

V_{total} = volumen total de aire en el sistema = volumen de aire en el matraz + volumen de aire en la manguera + volumen de aire en el tubo de vidrio. (cm^3)

Figura 2. Tubo en U (Ley de Gay-Lussac).



Resultados y Cálculos

Experimento A

Presión barométrica (**P_o**) = cm Hg

Temperatura (t) = ° C

Presión total (**P**) = $P_o + h$

Diámetro del tubo = cm Área del tubo (**A**) =

Volumen del aire (**V**) = área del tubo(A) x longitud del tubo con aire (L)

Tabla I

	1	2	3	4	5	6	7
H							
h''							
L							
h'							
H							
P							
V							
PV							

- Con los resultados obtenidos construya las siguientes gráficas:
 - Volumen contra presión.
 - Volumen contra el inverso de la presión. Calcule el valor de la pendiente y saque conclusiones.
- Determine la desviación estándar de los valores obtenidos de PV en cada una de las determinaciones y saque sus conclusiones.

Experimento B (Ley de Gay-Lussac)

Presión barométrica (**P_o**)= cm Hg

Temperatura ambiente = **t °C** = **T °K** =

Diámetro del tubo de vidrio = cm

Diámetro de la manguera = cm

Área del tubo (**A**) =

Tabla II

	1	2	3	4	5	6	7
t °C							
T °K							
H							
h'							
L							
V_{tubo}							
V_{total}							
$\frac{V}{T}$							

- Con los resultados obtenidos construya una gráfica:
 - Volumen contra temperatura. Calcule el valor de la pendiente y saque conclusiones.

Determine la desviación estándar de los valores obtenidos para $\frac{V}{T}$ en cada una de las determinaciones y saque sus conclusiones.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
 - **Resolver el siguiente cuestionario:**
1. Reflexione y discuta las implicaciones más importantes de la Ley de Boyle sobre actividades de buceo SCUBA.
 2. La foca de Weddell (*Leptonychotes weddelli*) es un mamífero marino grande de distribución Antártica circumpolar. Su dieta está compuesta principalmente de krill, cefalópodos y peces que se encuentran a profundidades variables en la columna de agua. Para capturar su alimento, *L. weddelli* realiza buceos largos y profundos, los cuales le someten a presiones hidrostáticas considerables. Kooyman *et al.* (1971), en un estudio de función pulmonar, midieron el volumen pulmonar de focas de Weddell adultas **inmediatamente después de la inspiración y durante buceos profundos**, encontrando valores de 21 L y 5 L, respectivamente. Con lo anterior en mente, y de acuerdo al comportamiento de los gases ideales, aborde las siguientes preguntas:
 1. ¿Cuál es la presión hidrostática (en mmHg) que soportan los pulmones de la foca de Weddell cuando ésta realiza sus buceos de alimentación profundos, en los que puede alcanzar profundidades de aprox. 700 m (Fyler *et al.*, 2005)? (realice el cálculo de la presión hidrostática utilizando las constantes de la aceleración gravitatoria terrestre y la densidad del agua marina)
 2. Según la relación descubierta por Boyle, y asumiendo un comportamiento ideal para el gas pulmonar de una *L. weddelli*, ¿Cuál sería la constante (k) que define la relación entre la presión y el volumen del gas pulmonar de una foca de Weddell adulta en la superficie después de inspirar?
 3. Utilizando la constante (k) calculada en el inciso anterior, concluya si lo reportado por Kooyman *et al* (1971) (volumen pulmonar durante el buceo) y lo reportado por Fyler *et al* (2005) (profundidad del buceo) es congruente con el comportamiento predicho para los gases ideales. En caso de existir una discrepancia, explique las posibles causas.

Estrategias de Aprendizaje	Estrategias de Evaluación
Determinación experimental de la relación que existe entre el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante	Desarrollo del protocolo en laboratorio y Tabla I de la sección “Resultados y Cálculos”, así como gráficas de Volumen contra Presión y Volumen contra el Inverso de la Presión
Determinación experimental de la relación que existe entre el volumen y la temperatura de un gas	Desarrollo del protocolo en laboratorio y Tabla II de la sección “Resultados y Cálculos”, así como gráficas de Volumen contra Temperatura
Finalización y entrega del reporte de práctica	Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican al principio de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.

REFERENCIAS:

- Crockford, H. Y S. Knight. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. C.E.C.S.A. México. 469 pp.
- Fyler, C.A.; Reeder, T.W.; Berta, A.; Antonelis, G.; Aguilar, A.; Androukaki. 2005. "Historical biogeography and phylogeny of monachine seals (*Pinnipedia: Phocidae*) based on mitochondrial and nuclear DNA data", *Journal of Biogeography* **32**: 1267–1279
- Kooyman, G. L.; Kerem, D. H.; Campbell, W. B.; y J. J. Wright. 1971. Pulmonary function in freely diving Weddell seals, *Leptonychotes weddelli*. *Respiration Physiology*. **12**, 3: 271-282
- Maron, S. y C. Prutton. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- Morris, J. 1993. **Físicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp
- Vázquez, D. R. 2001. **Termodinámica Biológica**. AGT Editor, S.A. 223 pp

PRÁCTICA 3.
LEY DE DIFUSIÓN DE GRAHAM
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

El fenómeno de difusión puede definirse como el desplazamiento de moléculas de un gas en un sistema, desde una mayor concentración hasta una menor concentración, es decir, el movimiento de las moléculas desde una región de alta densidad hacia una región de baja densidad hasta alcanzar homogeneidad. Gases distintos se difunden por un tubo con diferentes velocidades que dependen de las densidades o pesos moleculares que poseen. La ley que gobierna este fenómeno fue enunciada por primera vez por Graham en 1829, de ahí que dicha ley lleve su nombre, y establece que: " a temperatura y presión constantes las velocidades de difusión de diferentes gases varían inversamente con la raíz cuadrada de sus densidades o pesos moleculares". La cual se expresa matemáticamente como:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$$

dado que a la misma presión y temperatura ambos poseen igual volumen molar;

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{d_2 V_m}}{\sqrt{d_1 V_m}} = \frac{\sqrt{PM_2}}{\sqrt{PM_1}}$$

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Demostrar experimentalmente la relación que hay entre la velocidad de difusión de un gas y su peso molecular.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

Tubo de vidrio de 40 cm

Vaso de precipitado de 250mL

Lentes de seguridad

Cubre bocas

Pinzas de disección

Aguja de disección

Algodón

2 frascos ámbar de tapón esmerilado de 125mL

2 jeringas de 5 mL

Regla

Cinta adhesiva

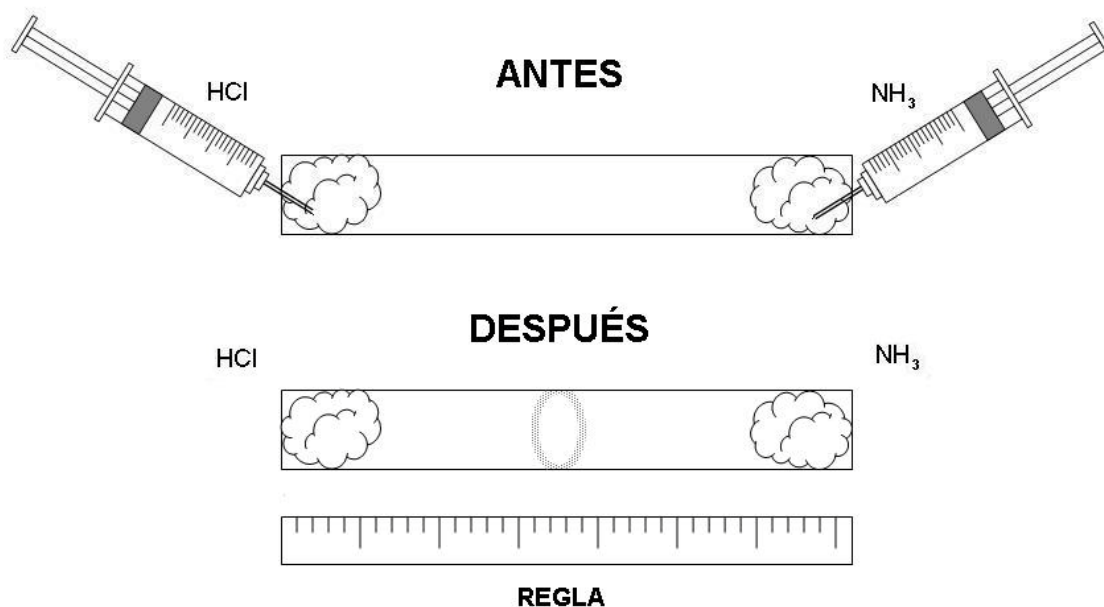
Paño absorbente

Marcador

Hidróxido de amonio concentrado.

Ácido clorhídrico concentrado.

Figura 1



Procedimiento

Sujete el tubo de vidrio, perfectamente limpio y seco, a la mesa mediante la cinta adhesiva como se ilustra en la figura 1.

Coloque un trozo de algodón en cada uno de los extremos del tubo, marque cada extremo con el nombre de la solución correspondiente. Tome 0.5 mL de cada una de las soluciones con las jeringas y colóquelos simultáneamente en el extremo correspondiente. Tape perfectamente los extremos con los tapones de hule y observe detenidamente el proceso.

Al estar en contacto ambos gases formarán un sólido cristalino blanco de cloruro de amonio.

Con la regla mida cuidadosamente la distancia que recorrió cada gas. Repita la misma operación cuatro veces.

Anote los resultados en la **tabla I**.

RESULTADOS Y CÁLCULOS

Temperatura ambiente =

Tabla I

	1	2	3	4	Promedio
Distancia del HCl (cm)					
Distancia del NH₃ (cm)					

Gas A =

PM gas A =

Gas B =

PM gas B =

PM del gas determinado experimentalmente =

Porcentaje de error de exactitud =

En el tubo de vidrio tendremos el amoníaco y el cloruro de hidrógeno difundiendo el uno hacia el otro con velocidades diferentes, en el punto de contacto se formará un anillo de cloruro de amonio.

Por lo que:
$$v = \frac{d}{t} : d = v * t$$

donde: **v** = velocidad, **d** = distancia y **t** = tiempo

Ahora bien, si uno de los gases recorre una distancia d_1 y el otro una distancia d_2 antes de la formación del anillo, tendremos que;

$$\begin{aligned} d_1 &= v_1 * t \\ d_2 &= v_2 * t \quad \text{y,} \quad (1) \\ \frac{d_1}{d_2} &= \frac{v_1}{v_2} \end{aligned}$$

donde v_1 y v_2 corresponden a las velocidades de propagación de cada gas y de acuerdo con la ley de Graham:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{PM_2}}{\sqrt{PM_1}} \quad (2)$$

de (1) y (2) se deduce:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{\sqrt{PM_2}}{\sqrt{PM_1}}$$

De aquí que conociendo el peso molecular de uno de los gases se podrá determinar, en función de las distancias recorridas, el peso molecular del otro gas. Tome como referencia el peso molecular de cualquiera de los gases y calcule, a partir de la ecuación anterior, el otro. Calcule también, el porcentaje de error de exactitud del peso molecular que determinó y la desviación estándar. Saque conclusiones.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión.**
 - **Resolver el siguiente cuestionario**
1. Investigue las propiedades físicas del HCl y del NH₃.
 2. ¿Cuál de los dos gases difunde a mayor velocidad?

3. ¿El valor que calculó experimentalmente para el peso molecular del gas es igual al valor real?, ¿qué errores pudieron influir en el experimento?
4. Considera que este método es apropiado para determinar el peso molecular de cualquier gas, ¿qué dificultades experimentales se presentarán con otros gases?
5. Investigue qué es el fenómeno de la efusión y qué utilidad práctica tiene.
6. El ácido cianhídrico HCN, es un poderoso veneno gaseoso que se utiliza en las llamadas "cámara de gas". ¿Difunde más rápido este veneno que la fragancia de un perfume de peso molecular 360? ¿Calcule cuántas veces más veloz es uno en relación al otro?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Demostrar experimentalmente la relación que hay entre la velocidad de difusión de un gas y su peso molecular.</i>	<i>Desarrollo del protocolo en laboratorio y sección de "Resultados" en el reporte de práctica.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican al principio de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

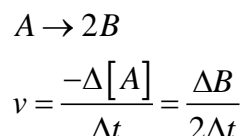
REFERENCIAS:

- Crockford, H. Y S. Knight. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. C.E.C.S.A. México. 469 pp.
- Long, G.G. y F.C. Hentz. 1991. **Química General. Problemas y Ejercicios**. Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. 400 pp.
- Maron, S. y C. Prutton. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. Limusa. México. 899 pp.
- Morris, J. 1993. **Físicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp.

PRÁCTICA 4.
VELOCIDAD DE REACCIÓN: EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN,
LA TEMPERATURA Y LOS CATALIZADORES
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

La velocidad de una reacción es una medida de la rapidez con que se forman los productos y se consumen los reactivos. La velocidad de una reacción química se puede expresar en términos de la disminución de la concentración de los reactivos o en términos del aumento de la concentración de productos en relación de tiempo.



Son varios los factores que determinan la velocidad de una reacción química: (Russell y Larena, 1992)

- La naturaleza de los reactivos.
- Las concentraciones de los reactivos.
- La temperatura.
- Presencia de catalizadores.

La teoría de la colisión se presenta como un modelo para describir las reacciones químicas y explicar las velocidades de reacción. De acuerdo con esta teoría las reacciones tienen lugar como resultado del choque entre las partículas de ahí que cualquier variación que aumente el número de colisiones por unidad de tiempo aumente la velocidad de reacción.

Para cualquier sustancia a una temperatura dada hay una distribución de energías cinético-moleculares, la cual conforme aumenta la temperatura se corre, de manera que hay más moléculas con energías mínimas necesarias para que se produzca la reacción (energía de activación).

La ecuación de Arrhenius relaciona cuantitativamente la velocidad de reacción, la energía de activación y la temperatura.

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Donde R es la constante de los gases, T es la temperatura absoluta, E_a es la energía de activación y A es el factor de proporcionalidad o factor preexponencial. La E_a es la mínima cantidad de energía requerida para que las moléculas de reactivos que sufren colisiones puedan participar en la reacción y formar el producto. La otra constante es un factor característico de la reacción que se está llevando a cabo.

El factor preexponencial tiene las mismas dimensiones que la constante de velocidad y la energía de activación se expresa generalmente en cal/mol o Kcal/mol.

Las constantes de la ecuación de Arrhenius se pueden determinar de datos experimentales de k a diferentes temperaturas T, construyendo una gráfica de logaritmo de k contra el inverso de la temperatura absoluta, 1/T, que surge de aplicar logaritmos a la ecuación de Arrhenius.

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

Cuando k se mide a varias temperaturas, se obtiene una representación de log k en función de 1/T, que normalmente es una línea recta de pendiente:

$$pendiente = -\frac{E_a}{R}$$

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Demostrar cualitativamente la influencia de la temperatura, la concentración y la presencia de catalizadores sobre el tiempo requerido para que se lleve a cabo una reacción química.

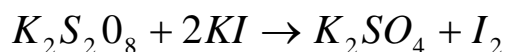
INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y Reactivos

20 tubos de ensaye 5mL con tapón	Hielo
2 gradillas para tubos de ensaye	Sol. 0.012M de tiosulfato de sodio
5 vasos de precipitados de 150 mL	Sol. 0.2M de yoduro de potasio
1 parrilla eléctrica	Sol. 0.2M de nitrato de potasio
1 termómetro de 0 a 100°C	Sol. 0.2M de persulfato de potasio
7 pipetas serológicas de 1mL	Sol. 0.2M de sulfato de potasio
2 cronómetros	Sol. de almidón al 2% recién preparado
Piseta	Sol. 0.05M de sulfato ferroso
1 Pinza para tubo de ensaye	
1 pinza para vaso de precipitado	
2 ó 3 jeringas para aspersion	

Procedimiento

En esta sesión se observará el efecto de la variación de la concentración de uno de los reactivos, manteniendo constante la concentración de otro, así como la variación de la velocidad de reacción determinada por la temperatura, y por la presencia de un catalizador para la reacción de oxidación del ion yoduro (I⁻) con el ion persulfato o peroxidisulfato (S₂O₈⁼) de acuerdo con la siguiente ecuación:



A. DETERMINACIÓN DEL EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Prepare cuatro experimentos de acuerdo con las cantidades de reactivos indicadas en la **tabla I**. Coloque los primeros cuatro reactivos en un tubo de ensaye, en tanto que los dos últimos deposítelos en otro tubo. No olvide etiquetar ambos tubos de acuerdo con el experimento de que se trate.

Tabla I

EXP # mL	Almidón al 2%	Na ₂ S ₂ O ₃ 0.012M	KI 0.2M	KNO ₃ 0.2M	K ₂ S ₂ O ₈ 0.2M	K ₂ SO ₄ 0.2M
1	0.1	0.2	0.8	0.4	0.4	0.4
2	0.1	0.2	0.4	0.4	0.4	0.4
3	0.1	0.2	0.2	0.4	0.4	0.4
4	0.1	0.2	0.1	0.4	0.4	0.4

Después de preparar cada uno de los tubos colóquelos en un baño de agua a temperatura ambiente (aproximadamente 2min) con objeto de que las soluciones alcancen el equilibrio térmico. Mida la temperatura a la que se realiza la reacción.

Vierta el contenido del segundo tubo de ensaye en el primero y empiece a contar el tiempo con el cronómetro. Agite perfectamente la solución resultante e introduzca el tubo en el baño de agua hasta que se lleve a cabo la reacción. La reacción se habrá efectuado cuando la mezcla tome una coloración azul.

B. EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Se harán cuatro experimentos con las mismas concentraciones de reactivos, pero ahora a diferentes temperaturas: **15°C, 25°C, 35°C y 45°C**. Prepare cuatro series de tubos de ensaye con las cantidades de reactivos indicadas **en la tabla II**, manteniendo separados los cuatro primeros reactivos de los dos últimos, como en el experimento anterior.

Prepare cuatro baños de agua a las temperaturas indicadas. Sumerja cada par de tubos en el baño de la temperatura seleccionada durante 2 min aproximadamente, para que alcancen el equilibrio térmico.

Mezcle ambos tubos y mantenga la mezcla sumergida en el agua. Empiece a contar el tiempo con el cronómetro hasta que aparezca la coloración azul, lo que indicará que la reacción se ha efectuado.

Tabla II

T °C mL	Almidón al 2%	Na ₂ S ₂ O ₃ 0.012M	KI 0.2M	KNO ₃ 0.2M	K ₂ S ₂ O ₈ 0.2M	K ₂ SO ₄ 0.2M
15°C	0.1	0.2	0.4	0.4	0.4	0.4
25°C	0.1	0.2	0.4	0.4	0.4	0.4
35°C	0.1	0.2	0.4	0.4	0.4	0.4
45°C	0.1	0.2	0.4	0.4	0.4	0.4

C. EFECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Prepare dos experimentos de acuerdo con las cantidades de reactivos indicadas para el **experimento anterior (tabla II)** manteniendo en tubos separados los primeros cuatro reactivos de los dos últimos.

A continuación agregue 0.1mL de la solución de sulfato ferroso a uno de los tubos con los dos últimos reactivos, el otro tubo será el control (no se le agregará nada). Manténgalos a temperatura ambiente

Mezcle los tubos con su par correspondiente y comience a contar el tiempo con el cronómetro hasta que aparezca la coloración azul, lo cual indica que la reacción se llevó a cabo.

Anota tus resultados en la **tabla V**

Resultados y Cálculos

A. DETERMINACIÓN DEL EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Tabla III. Velocidad de reacción y concentración de reactivos.

Exp	Volumen de KI (L)	Moles de KI (n)	Volumen total (L)	Concentración de KI (M=n/L)	Tiempo (seg)	Velocidad (M/seg)
1						
2						
3						
4						

- Construya una gráfica con los datos de concentración de yoduro de potasio contra velocidad de reacción como variable dependiente.
- Calcule el orden de la reacción respecto al **KI**
- Investigue cuál es el orden de reacción respecto al **K₂S₂O₈**
- Calcule la constante de velocidad (**k**) a esa temperatura

B. EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Tabla IV. Velocidad de reacción y temperatura

Experimento	Tiempo (s)	Velocidad (M/s)	Ln k	1/T (°K ⁻¹)
15°C				
25°C				
35°C				
45°C				

- Calcule la velocidad de reacción a cada temperatura.
- Construya una gráfica con los datos del inverso de la temperatura absoluta contra $\ln K$ como variable dependiente.
- Calcule la energía de activación para esa reacción (E_a) a partir de la pendiente de la recta obtenida.

C. EFECTO DE LOS CATALIZADORES SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Tabla V. Velocidad de reacción y catalizador

Experimento	Tiempo
Sin catalizador	
Sulfato ferroso	

PRODUCTOS

- Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión
- Resolver el siguiente cuestionario:

1. ¿Qué generalizaciones pueden hacerse con respecto al efecto de la variación de la concentración sobre el tiempo de reacción? ¿Cómo se explica desde la perspectiva de la teoría de las colisiones?
2. ¿Qué generalizaciones pueden hacerse con respecto al efecto de la variación de la temperatura sobre el tiempo de reacción? ¿Cómo se explica desde la perspectiva de la teoría cinético-molecular?
3. Explique ¿qué es la energía de activación?
4. Considere una reacción que se lleva a cabo entre los gases A y B. Se colocan éstos en un recipiente a temperatura ambiente. ¿Qué efecto tendrán los siguientes cambios sobre la velocidad de reacción entre ambos gases?
 - a. La presión se duplica
 - b. Se duplica el número de moléculas de gas A
 - c. A volumen constante la temperatura disminuye

Explique cómo actúa un catalizador para afectar la velocidad de una reacción química desde la perspectiva de la teoría de las colisiones

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Demostrar experimentalmente el efecto de la concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción química.</i>	<i>Ejecución del protocolo en laboratorio, Tabla III de la sección “Resultados y Cálculos”, gráfico de concentración contra velocidad de reacción. Adicionalmente, se evaluarán cálculos correspondientes en los resultados del reporte de práctica.</i>
<i>Demostrar experimentalmente el efecto de la temperatura sobre la velocidad de una reacción química.</i>	<i>Desarrollo del protocolo en laboratorio, Tabla IV de la sección “Resultados y Cálculos”, gráfico de inverso de la temperatura absoluta contra $\ln K$. Además, se debe incluir el cálculo de E_a a partir de dicho gráfico.</i>
<i>Observar la acción de un catalizador sobre la velocidad de reacción.</i>	<i>Observación reportada y discutida en el reporte de práctica (Tabla V).</i>
<i>Comprensión integral de los factores que influyen en la cinética de las reacciones químicas</i>	<i>Cuestionario incluido en la sección de “Productos”</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican al principio de este manual.</i>

REFERENCIAS:

- Brown, Theodore y otros. 1991. **Química La Ciencia Central**. Prentice-Hall. México. 1159 pp
- Chang, Raymond. 2008. **Fisicoquímica**. Mc Graw Hill. México. 1007pp
- Crockford H.D. y S.Knight. 1993. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Compañía Editorial Cultural S.A. México. 469 pp
- Maron S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp.

PRÁCTICA 5.
CINÉTICA ENZIMÁTICA: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE
DE MICHAELIS-MENTEN DE LA UREASA
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

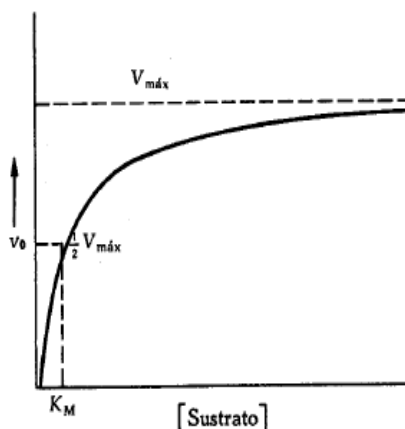
INTRODUCCIÓN

Las enzimas son en su mayoría proteínas, que actúan como catalizadores biológicos acelerando eficientemente las reacciones bioquímicas.

La teoría fundamental de la cinética enzimática establecida por Michaelis y Menten en 1919, se basa en la medición de velocidades iniciales de reacción durante la acción de las enzimas, cambiando las concentraciones de sustrato. De esta manera, se estableció una relación matemática conocida como ecuación de Michaelis-Menten.

$$v_0 = \frac{v_{m\acute{a}x} [S]}{K_m + [S]}$$

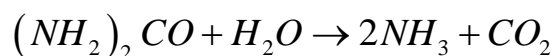
Para una reacción de un solo sustrato, la curva que resulta de graficar la v_0 en función de la concentración de sustrato es una hipérbola que se aproxima asintóticamente a un valor máximo. Este valor se representa como $v_{m\acute{a}x}$ y es la máxima velocidad que puede obtenerse sin aumentar la concentración de la enzima. Cuando la velocidad inicial es igual a la mitad de la velocidad máxima es decir, cuando $v_0 = \frac{1}{2} v_{m\acute{a}x}$ se tiene una concentración de sustrato que se denomina constante de Michaelis-Menten y se representa como K_M . Como se muestra en la siguiente gráfica.



La determinación de las constantes anteriormente mencionadas (V_{max} y K_M) en reacciones catalizadas por enzimas ha sido discutida por diversos autores. Debido a la naturaleza asintótica de V_{max} , no es posible aproximar dicho valor directamente a partir de la gráfica de Michaelis. Por tal razón, una de las aproximaciones más utilizadas y aceptadas es la gráfica de los dobles recíprocos de Lineweaver-Burk. Adicionalmente, Eisenthal y Cornish-Bowden, en 1974 propusieron un método gráfico alternativo basado en el trazado de las observaciones como líneas en el espacio paramétrico definido por los ejes K_M y V_{max} . Este último método presenta la ventaja de considerar el error experimental en la determinación de las constantes.

La ureasa, es una hidrolasa con peso molecular superior a los 400,000 dalton que consta de seis unidades peptídicas, conteniendo grupos sulfhidrilo (-SH) provenientes de la cisteína los cuales pueden ser inactivados por acción de metales divalentes.

La urea se hidroliza por la acción de la ureasa, produciéndose dióxido de carbono y amoníaco.



El amoníaco producido se disuelve en el medio acuoso y se transforma en hidróxido de amonio, éste se utiliza para seguir el curso de la reacción. Para medir la velocidad de la reacción v_0 , se determinará la concentración de hidróxido de amonio producido en la mezcla después de suspender la reacción.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Calcular la velocidad de reacción catalizada por una enzima al variar tanto la concentración de sustrato como de la enzima. Calcular la constante de Michaelis-Menten de la ureasa al actuar sobre la urea.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y Reactivos

12 tubos de ensaye	Solución Buffer de fosfatos 0.05M pH 7.2
Gradilla	Solución urea 0.1M
1pipeta graduada de 1mL	Solución de ureasa (100 unidades/ mL)
1pipeta graduada de 5mL	Solución 0.1M de HCl
1pipeta graduada de 10mL	Solución de HgCl ₂ al 1%
12 matraces Erlenmeyer de 50mL	Rojo de metilo al 0.04%
Soporte universal	Agua destilada
Bureta	
Baño de agua	
Parrilla eléctrica	
Termómetro	
Vaso de precipitados de 10 mL	
Cronómetro	
Piseta	

Procedimiento.

A. DETERMINACIÓN DEL EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN DE SUSTRATO SOBRE LA VELOCIDAD DE CATÁLISIS ENZIMÁTICA DE LA UREA.

Prepare un baño maría a 50°C. Posteriormente, en 6 tubos de ensaye numerados, prepare una serie creciente de concentraciones de sustrato (urea), como se indica en la tabla I.

Coloque los tubos en el baño maría y espere a que alcancen la misma temperatura (3 minutos aproximadamente es suficiente).

Manteniendo la temperatura del baño maría a 50°C, agregue a cada tubo 0.5mL de suspensión de ureasa recién preparada (100U/mL), a excepción del tubo 6 que actuará como blanco.

Mantenga los tubos dentro del baño maría y deje transcurrir la actividad enzimática durante 30 minutos medidos con exactitud. Una vez transcurrido el tiempo suspenda la reacción añadiendo a cada tubo 4 gotas del HgCl₂ (inhibidor de la actividad enzimática).

Coloque las soluciones en sendos matraces numerados y agregue a cada uno tres gotas de rojo de metilo. Si se ha producido hidróxido de amonio (NH_4OH) la solución será básica tomará una coloración amarilla. Si no se produce el NH_4OH la solución será de color canela.

Si la solución del tubo 6 no es color canela se procederá a titular con HCl 0.1 M. Anote en la **tabla I** el volumen de ácido utilizado en cada matraz, ya que servirá para calcular el valor corregido de la titulación.

Proceda a titular cada uno de los matraces anotando en la **tabla I** los mililitros de HCl utilizados. Para calcular el valor corregido se deberán restar los mililitros utilizados en el blanco.

.Tabla I.

Matraz No.	Urea (mL)	Agua destilada (mL)	Ureasa (mL)	Volumen HCl (mL)	Volumen de HCl corregido
1	0.25	6.75	1		
2	0.50	6.50	1		
3	1.00	6.00	1		
4	3.50	4.50	1		
5	4.00	3.00	1		
*6	4.00	4.00	0		

Nota: El matraz número seis es un blanco y sirve para corregir las lecturas.

B. DETERMINACIÓN DEL EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN DE ENZIMA SOBRE LA VELOCIDAD DE CATÁLISIS DE LA UREA.

Prepare un baño maría a 50°C . En cinco tubos numerados prepare, una serie creciente de concentraciones de enzima (ureasa) como se indica en la tabla II. Coloque los tubos en el baño maría y espere a que alcancen la misma temperatura (3 minutos aproximadamente). Cumplido el tiempo añada, a cada tubo, 4 gotas de cloruro de mercurio al 1%. El tubo 5 actuará como blanco.

Cambie las soluciones a matraces de 50mL y agregue dos gotas del indicador rojo metilo. Titule con una solución de HCl 0.1M. Anote en la tabla II el volumen de HCl utilizado en cada matraz.

Tabla II

Matraz No.	Urea (mL)	Agua destilada	Ureasa (mL)	Volumen HCl (mL)	Volumen de HCl
------------	-----------	----------------	-------------	------------------	----------------

					corregido
1	7.5	4.40	0.1		
2	7.5	4.25	0.25		
3	7.5	4.00	0.5		
4	7.5	3.50	1.0		
5	7.5	4.50	0		

Cálculos y Resultados

Calcule la molaridad del NH_4OH formado considerando que por cada molécula de urea se producen 2 moléculas de amoníaco que reaccionan con dos moléculas de HCl .

Calcule la velocidad de reacción enzimática y expresele en función del amoníaco producido (miliMolar por minuto), con base en la valoración hecha con el HCl .

Calcule la concentración de la urea en términos de molaridad.

Con los datos obtenidos construya la gráfica de Michaelis - Menten y la de Lineweaver-Burk de los dobles recíprocos.

A continuación, construya el gráfico de Eisenthal y Cornish-Bowden como se muestra en el ejemplo:

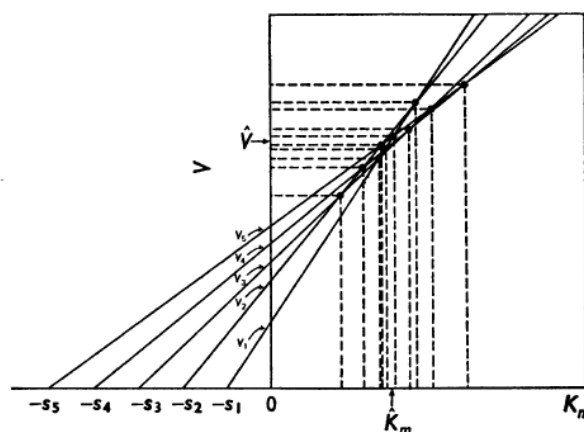


Gráfico de Eisenthal y Cornish-Bowden

Establezca los ejes K_M y V_{max} , correspondiendo a los ejes "x" y "y". Posteriormente, para cada observación (concentración de sustrato, velocidad), señale los puntos $K_M = -(concentración)$ en el eje K_M , y $V = velocidad$ (miliMolar por minuto)

en el eje **V_{max}** . Trace una línea que pase a través de ambos puntos, extendiéndola hacia el primer cuadrante. Al repetir este proceso para todas las observaciones, se obtendrá un grupo de intersecciones con coordenadas (**K_M** , **V_{max}**), siendo la mediana de dichas coordenadas los valores de **K_M** y **V_{max}** que satisfacen la ecuación de Michaelis para esta reacción en particular.

Con base en las gráficas anteriores determina los valores de la velocidad máxima y la constante de Michaelis para la ureasa. Compara tus resultados obtenidos mediante los tres métodos con los reportados en la bibliografía.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario**
 1. Investiga las características químicas y bioquímicas de la ureasa.
 2. Describe los diferentes tipos de inhibidores enzimáticos.
 3. La deshidrogenasa 6-fosfogluconica cataliza la descarboxilación oxidativa del ácido 6 fosfogluconico. Con los datos obtenidos experimentalmente que se muestran en la tabla, determina el efecto que causa sobre esta enzima el colorante *rosa de bengala*.

Concentración de Sustrato (μM)	Velocidad ($\mu\text{M} / \text{min}$)	
	Sin colorante	Con colorante
3	2.29	1.83
5	3.20	2.56
7	3.86	3.09
9	4.36	3.49
11	4.75	3.80

Dibuja las gráficas de Lineweaver-Burk correspondientes; ¿Cuáles son los valores de V_{max} y K_M en presencia del colorante? ¿Se puede considerar como inhibidor al colorante, de qué tipo, cómo actúa?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Demostrar experimentalmente el efecto de la concentración de sustrato sobre la velocidad de una reacción enzimática.</i>	<i>Ejecución del protocolo en laboratorio. Con los datos obtenidos determinación de la constante de Michaelis-Menten y velocidad máxima. Elaboración de las gráficas de Michaelis, de Lineweaver-Burk, y de Eisenthal y Cornish Bowden. Adicionalmente, se evaluarán cálculos correspondientes en los resultados del reporte de práctica.</i>
<i>Demostrar experimentalmente el efecto de la concentración de enzima sobre la velocidad de una reacción enzimática,</i>	<i>Desarrollo del protocolo en laboratorio y con los datos obtenidos elaborar la gráfica correspondiente</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS

- Chang, R. 2008. **Fisicoquímica**. Mc Graw Hill. México.
- Eisenthal, R. y Cornish-Bowden, A. 1974. *Biochem J.* **139**, 715-720pp
- Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp
- Lehninger, A , D. Nelson y M. Cox. 1993. **Principios de Bioquímica**. Ed. Omega S.A. Barcelona .1013 pp.

PRÁCTICA 6.
REACCIONES REVERSIBLES: EQUILIBRIO QUÍMICO
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

En teoría, todas las reacciones químicas son reversibles, esto quiere decir que los productos de la reacción pueden reagruparse nuevamente para dar lugar a los reactivos originales. En la mayoría de los casos, la fuerza determinante de una reacción favorece uno de los dos sentidos de manera tal, que la reacción opuesta es infinitesimal e imposible de medir. Esta fuerza determinante está dada por la variación en el potencial químico que acompaña a una reacción. Dependiendo del valor de éste la reacción se da sólo en sentido directo, o bien puede llevarse a cabo también en sentido opuesto. Cuando esto sucede se dice que la reacción es **reversible**.

En las reacciones reversibles hay cantidades medibles tanto de reactivos como de productos. Las dos reacciones (directa e inversa) se llevan a cabo en forma continua hasta que se alcanza un estado de **equilibrio dinámico** en el que ambas reacciones se producen a la misma velocidad, equilibrándose mutuamente y evitando cualquier variación en la concentración de reactivos y de productos.

La composición exacta de un **sistema reversible en equilibrio** depende de la naturaleza de las sustancias reaccionantes, de la temperatura, de la presión (gases) y concentración, pero no influye la presencia de catalizadores.

Hace más de 100 años un científico francés, Henry Le Chatelier explicó en un enunciado cualitativo, la influencia que tienen diversos factores sobre la condición de equilibrio. Este enunciado, conocido como Principio de Le Chatelier puede ser resumido en las siguientes palabras:

“Cuando un sistema en equilibrio se somete a una tensión, el sistema se desplaza en el sentido en el que se disminuya el efecto de dicha tensión”.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Demostrar cualitativamente el desplazamiento del equilibrio en un sistema químico reversible.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

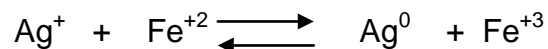
Material y Reactivos

20 tubos de ensaye de 5mL c/tapón	sol. 0.01 M cloruro férrico
Gradilla	sol. 1 M de ácido sulfúrico
Piseta	sol. 1 M de cromato de potasio
Espátula	sol. 1M de dicromato de potasio
15 pipetas Beral de 3 mL	sol. 1M de hidróxido de sodio
	cloroformo
	cristales de yodo
	sol. 0.2M de yoduro de potasio
	sol. 0.2M de nitrato de plata
	sol. 0.2M de sulfato ferroso
	sol. 0.2M de sulfato férrico
	sol. 0.2M de tiocianato de amonio
	tiocianato de amonio sólido
	cloruro de amonio sólido
	fluoruro de sodio sólido
	sol. saturada de EDTA

Procedimiento

A. Reacción entre el nitrato de plata y el sulfato ferroso.

El sulfato ferroso y el nitrato de plata reaccionan en una óxido-reducción en donde los iones Fe^{+2} se convierten en Fe^{+3} y se deposita Ag metálica, de acuerdo con la siguiente ecuación:



En un tubo de ensaye mezcle 1mL de solución de nitrato de plata con 1mL de solución de sulfato ferroso. Observe la formación de plata.

Ahora agregue al tubo 3 poco a poco solución de NaOH hasta que observe un cambio. Haga lo mismo con el tubo 4 pero adicionándole solución de H₂SO₄. Los tubos 1 y 2 permanecerán como referencia. Anote sus observaciones. Escriba la reacción que se lleva a cabo en cada tubo y explica cada una de ellas, indicando hacia donde se desplaza el equilibrio.

C. Solubilidad del yodo entre el cloroformo y una disolución de yoduro de potasio.

El yodo se disuelve tanto en cloroformo como en una solución de yoduro de potasio. En cloroformo la disolución es de color púrpura mientras que en yoduro de potasio se forma una disolución de color parda por la formación de iones I₃⁻.

En un tubo de ensaye coloque 2mL de cloroformo y añada un cristal de yodo (solución A). En otro tubo coloque 2mL de solución de yoduro de potasio y añada también un cristal de yodo (solución B), procure que sean pequeños y del mismo tamaño. Agite perfectamente ambos tubos hasta que se disuelvan.

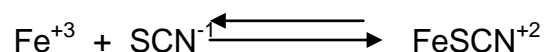
Añada un volumen igual de solución de yoduro de potasio a la solución de cloroformo (solución A), agite vigorosamente y deje reposar el tubo.

Añada un volumen igual de cloroformo a la solución de yoduro de potasio y yodo (solución B), agite vigorosamente y deja reposar el tubo. Se habrá alcanzado el equilibrio cuando el color de cada disolvente en los dos tubos se ha igualado.

Quite la capa acuosa de yoduro de potasio (superior) con una pipeta, en cualquiera de los dos tubos y agregue 2mL de disolución nueva de yoduro de potasio y agite. Repita el mismo procedimiento 3 veces.

D. Influencia de la concentración en los equilibrios.

El tiocianato de amonio y el cloruro férrico reaccionan para dar lugar a un sistema químico reversible el cual alcanza el equilibrio de acuerdo con la siguiente ecuación:



El cambio en la concentración de cualquiera de las especies que se encuentran en equilibrio hará que éste se desplace. La sal disódica del ácido etildiamino-

tetracético (EDTA) forma un complejo con el tiocianato (SCN^{-1}), así como el cloruro férrico forma un complejo con los iones fluoruro.

Numere cinco tubos de ensayo y coloque en ellos las sustancias indicadas en la tabla II, teniendo cuidado de poner en los tubos las sustancias en el orden que se indica.

Tabla II

tubo	FeCl_3 (mL)	NH_4SCN Sol.(mL)	NH_4Cl (gramos)	NH_4SCN (gramos)	NaF (gramos)	EDTA (mL)
1	1	1				
2	1	1	0.05			
3	1	1		0.05		
4	1	1			0.05	
5	1	1				2

A la mezcla de cloruro férrico y tiocianato de amonio, se agregará en cada tubo un reactivo diferente, a excepción del primero que servirá de testigo.

Anote sus observaciones en la **tabla III**

Tabla III

Tubo	
1	
2	
3	
4	
5	

Escriba las reacciones que se llevan a cabo en cada tubo y explique cada una de ellas, indicando hacia donde se desplaza el equilibrio.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cualitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. En el **experimento A**, cómo podría demostrar la presencia simultánea de iones Fe^{+2} y Fe^{+3} en el equilibrio.

2. Explique por qué son incorrectas las siguientes afirmaciones: a) “En el equilibrio, la reacción se detiene, no se transforman más reactivos en productos.” b) “En el equilibrio hay cantidades iguales de reactivos que de productos.”
3. ¿Qué sucede cuando se le añade un catalizador a un sistema reversible?
4. Si repitiera varias veces el paso No. 5 del **experimento C** ¿qué sucedería?
5. Si al contenido del tubo 1 del **experimento D** se le agregaran 3mL de solución saturada de sulfato férrico, ¿qué sucedería? Fundamente su respuesta.
6. Si después de haber hecho lo indicado en la pregunta 5 se adicionara fluoruro de sodio, ¿qué ocurriría?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Demostración cualitativa del equilibrio dinámico de las reacciones químicas y del principio de le Chatelier mediante el desplazamiento experimental del punto de equilibrio en reacciones coloreadas.</i>	<i>Desarrollo del protocolo en laboratorio y resultados/discusión en el reporte de práctica. Así mismo, se evaluará este aspecto del aprendizaje con el cuestionario incluido en la sección “Productos.”</i>
<i>Determinación de la solubilidad de una sustancia (yodo) en distintos solventes como un sistema en equilibrio dinámico</i>	<i>Desarrollo de la sección “C” del protocolo en laboratorio y resultados/discusión correspondientes.</i>
<i>Determinación experimental de la influencia de la concentración sobre la posición del equilibrio en una reacción reversible.</i>	<i>Desarrollo de la sección “D” del protocolo en laboratorio y resultados/discusión correspondientes</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican al principio de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Brown, Theodore y otros. 1991. **Química La Ciencia Central**. Prentice-Hall. México. 1159 pp
- Russell J. B. y A. Larena A. 1992. **Química**. Mac. Graw Hill. México. 980 pp

- Crockford H.D. y S.Knight. 1993. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Compañía Editorial Cultural S.A. México. 469 pp
- Maron S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp.

PRÁCTICA 7.
CALORIMETRÍA: CAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES
QUÍMICAS
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Las transformaciones de la materia, tanto físicas como químicas, van asociadas a cambios térmicos de mayor o menor magnitud según sea el tipo de proceso experimentado por el sistema.

La evaluación experimental del calor absorbido o cedido por un sistema es tarea que le está asignada a la *calorimetría*. La calorimetría se basa en el principio fundamental que dice: *si un cuerpo se pone en contacto con otro y entre ellos existe una diferencia de temperatura, el cuerpo con mayor temperatura cederá calor al de menor temperatura hasta que ambos alcancen la misma temperatura.*

Los primeros estudios termoquímicos (calor asociado a las reacciones químicas), se remontan al año de 1780, cuando A. Lavoisier y P. Laplace enunciaron: *"la cantidad de calor necesaria para descomponer a un compuesto en sus elementos originales es igual al calor desarrollado cuando dicho compuesto se forma a partir de los mismos"*. Aproximadamente medio siglo después, G. Hess postula otra ley también basada en la ley de la conservación de la energía, la cual dice: *"todo cambio térmico efectuado en una reacción química es una función de estado, es decir, no depende de la trayectoria que se haya seguido a partir de los reactivos para obtener los productos; interesando únicamente el estado energético inicial y final de la reacción"*. Generalmente hay una diferencia de energía entre reactivos y productos, lo cual origina una absorción o liberación de energía.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

El alumno inferirá que las reacciones químicas están asociadas a cambios energéticos y comprobará que estos cambios son una propiedad extensiva de la materia.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

20 tubos de ensayo de 5mL c/tapón	Sol. sulfato de cobre 0.1M
Gradilla	Cristales de sulfato de cobre pentahidratado
Mechero	Limadura de zinc
Pinzas para tubo	Cloruro de amonio
Piseta	Ácido clorhídrico 1.5M
Tubo de ensayo de 20mL	Sol. nitrato de bario 0.05M
Espátula	Hidróxido de sodio
2 termómetros	Ácido sulfúrico 6.0M
7 pipetas Beral de 3mL	Sol. sulfato de sodio 1M
1 vaso de precipitados de 150mL	Sol. cloruro de bario 1M
	Tiosulfato de sodio
	Agua destilada

Procedimiento

A. Determinación cualitativa del cambio térmico en reacciones químicas.

Escriba correctamente las ecuaciones correspondientes a las reacciones que se indican a continuación:

1. Sulfato de cobre acuoso + zinc sólido \longrightarrow
2. Cloruro de amonio sólido + agua \longrightarrow
3. Zinc sólido + ácido clorhídrico \longrightarrow
4. Hidróxido de sodio sólido + agua \longrightarrow
5. Nitrato de bario acuoso + ácido sulfúrico acuoso \longrightarrow
6. Ácido sulfúrico + agua \longrightarrow
7. Sulfato de sodio acuoso + Cloruro de bario acuoso \longrightarrow
8. Tiosulfato de sodio sólido + agua \longrightarrow

Proceda a efectuar en diferentes tubos de ensayo, cada una de las reacciones planteadas utilizando pequeñas cantidades de reactivos (M1).

Registre y anote en la **tabla I** la temperatura inicial de los reactivos. El termómetro no debe tocar las paredes del recipiente y las soluciones deben cubrir completamente el bulbo del termómetro

***PRECAUCIÓN en el caso de los ácidos siempre se deberá adicionar al agua el ácido.**

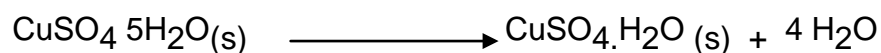
Registre y anote en la **tabla I**, la temperatura final una vez realizadas las reacciones.

Repita las reacciones anteriores aumentando al doble la masa (M2) de los reactivos. Registre los valores de temperatura antes y después de realizar las reacciones y anote tus resultados en la tabla I indicando que se trata del doble de masa.

Clasifique las reacciones efectuadas en término de la energía asociada, como exotérmicas para aquellas que desprenden calor y por tanto elevan la temperatura y como endotérmicas a las reacciones que al absorber calor bajan la temperatura del termómetro.

B. Moléculas de hidratación en sólidos:

Coloque en un tubo de ensayo tres gramos de sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) y caliente fuertemente para efectuar la siguiente reacción y observa su proceso:



Procure que no queden gotas de agua en las paredes del tubo. Deje enfriar hasta la temperatura ambiente y observe cuidadosamente. ¿Cuál fue el cambio químico efectuado y cuál es la energía asociada a la reacción?

Agregue varias gotas de agua una a una y observe cuidadosamente:

a) ¿Qué cambio químico ocurrió? Escriba en sus resultados la ecuación correspondiente

b) ¿Cuál es la energía asociada al cambio?

Resultados y Cálculos

Tabla I

Reacción	Masa	Ti °C	Tf °C	ΔT °C	Tipo de reacción
1	M1				
	M2				
2	M1				
	M2				
3	M1				
	M2				
4	M1				
	M2				
5	M1				
	M2				
6	M1				
	M2				
7	M1				
	M2				
8	M1				
	M2				

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cualitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. Al aumentar las cantidades de los reaccionantes, ¿qué le sucede a las diferencias de temperatura?
 2. ¿De dónde proviene la energía emitida por una reacción exotérmica y de dónde la energía absorbida por una reacción endotérmica?
 3. ¿Qué riesgos pueden presentarse al manejar grandes cantidades de reactivos en algunas de estas reacciones? Da un ejemplo.
 4. Defina: reacción química, reacción endotérmica, reacción exotérmica, energía de activación y entalpía de reacción.
 5. Defina los términos hidratación e higroscopía.

6. ¿Por qué la fórmula de sulfato de zinc heptahidratado se escribe $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ y no $\text{ZnSO}_{11}\text{H}_{14}$?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Determinación y clasificación cualitativa de los cambios energéticos asociados a las reacciones químicas. Así mismo, la observación de la naturaleza extensiva de dichos cambios.</i>	<i>Finalización de la Tabla I de la sección “Resultados y Cálculos”. Adicionalmente, se evaluará la interpretación de dicha tabla en la discusión del reporte de práctica.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Brown, Theodore y otros. 1991. **Química La Ciencia Central**. Prentice-Hall. México. 1159 pp
- Crockford H.D. y S.Knight. 1993. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Compañía Editorial Cultural S.A. México. 469 pp
- Long, G.G. y F.C. Hentz. 1991. **Química General. Problemas y Ejercicios**. Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. 400 pp
- Maron S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- .Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp
- Russell J. B. y A. Larena A. 1992. **Química**. Mac. Graw Hill. México. 980 pp
- Vázquez D. R. 2001. **Termodinámica Biológica**. AGT Editor, S.A. 223 pp.

PRÁCTICA 8.
CALORIMETRÍA: CONSTRUCCIÓN Y CALIBRACIÓN DE UN
CALORÍMETRO
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

En el experimento anterior se realizó un estudio de la energía asociada a las reacciones químicas de una forma cualitativa. Ahora se realizará un estudio cuantitativo del fenómeno, por lo que es necesario construir un instrumento de medición adecuado.

El **calorímetro** es el instrumento que mide la transferencia de calor entre un sistema y los alrededores. En general un calorímetro debe constar, por lo menos, de una cámara de reacción, un termómetro, un agitador y una capa envolvente que sirva de aislante. En aparatos más sofisticados, el termómetro puede ser reemplazado por pares termoeléctricos. Asimismo, puede haber un dispositivo de plata o plateado interiormente para evitar las pérdidas de calor por efecto de radiación. Por otra parte las cámaras de reacción son hechas de acuerdo al tipo de reacción que se va efectuar en ellas.

En el intercambio de calor dentro de un calorímetro parte del calor transferido es absorbido por el propio calorímetro. Se llama **calibración de un calorímetro** a la determinación de su constante calorimétrica, la cual es la cantidad de calor absorbido o cedido al calorímetro al realizar mediciones calorimétricas dentro de él. Siempre y cuando se trabaje con el calorímetro bajo las mismas condiciones el valor de la constante será el mismo. Si calibramos el aparato tomando en cuenta el medio de absorción de calor, se dice que la constante calorimétrica es global y cuando no se toma en cuenta este medio se habla de la constante calorimétrica no global.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Se pretende que el alumno construya y calibre un calorímetro con el fin de comprender los principios que permiten el funcionamiento del mismo. Posteriormente, se utilizará dicho calorímetro para determinar experimentalmente la entalpía de una reacción química.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y Reactivos

Recipiente de poliestireno	Ácido clorhídrico 10 M
Matraz Erlenmeyer de 50ml	Hidróxido de sodio 10M
Termómetro	Agua destilada
Embudo de seguridad	Cinta de magnesio o en polvo
Agitador metálico	Solución de bicarbonato de sodio ^{2*}
Piseta	Solución de ácido acético ³
Probeta de 500 mL	
Probeta de 100mL	
Cronómetro	
Tapón de hule	
Cinta	
Navaja o tijeras	
Lentes de seguridad	

Procedimiento

A. CONSTRUCCIÓN DEL CALORÍMETRO.

Construya el calorímetro de acuerdo con el esquema que se presenta en la **Figura 1**

B. CALIBRACIÓN DEL CALORÍMETRO.

Llene con agua el recipiente de plástico determinando en gramos la cantidad de agua empleada, anote esta cantidad en la hoja de resultados. Anote también la temperatura ambiente.

Coloque en el matraz Erlenmeyer del calorímetro 20mL de ácido clorhídrico 10M y espere que la temperatura del baño se estabilice.

Deje caer por el embudo de seguridad 20mL de hidróxido de sodio 10 M, para que reaccione con el ácido contenido en el matraz. Agite el agua del calorímetro para que la temperatura sea homogénea en todo el baño.

² Ambos para primeros auxilios

Desde el momento en que se agregó el hidróxido, comience a anotar, cada 15 segundos, las temperaturas que registre el termómetro, hasta que se vuelva a estabilizar.

Con los datos anotados haga una gráfica de la temperatura contra el tiempo y calcula Δt .

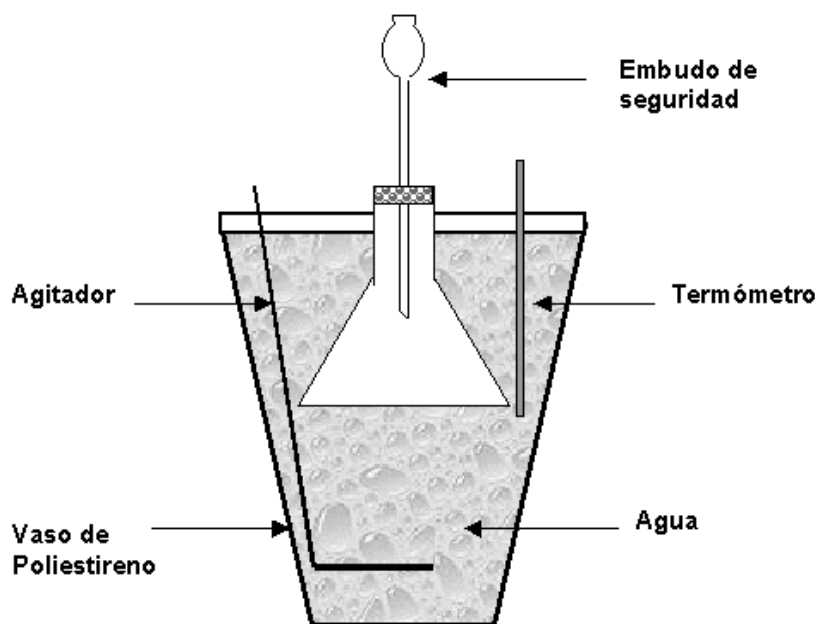


Figura 1. Calorímetro

C. DETERMINACIÓN DEL ΔH DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

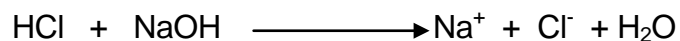
Una vez finalizada la calibración del calorímetro, pese con exactitud 0.5 gramos de magnesio en polvo y colóquelos en el matraz Erlenmeyer del calorímetro. A través del embudo de seguridad adicione 10mL de HCl 10 M. Anote cada 15 segundos, las temperaturas que registre el termómetro, hasta que se vuelva a estabilizar, para calcular $\Delta t^{\circ}\text{C}$.

Calcule el calor asociado a la reacción haciendo uso de la constante de su calorímetro calculada en el experimento anterior.

Resultados y Cálculos

A. CALIBRACIÓN DEL CALORÍMETRO.

La reacción de neutralización que se ha efectuado se puede escribir así:



Esta reacción libera 13,360 calorías por mol de agua formada. En consecuencia la temperatura del agua subirá y registrará un máximo después del cual empezará a bajar.

De acuerdo con los datos graficados podrá determinar la variación de la temperatura Δt °C.

Para determinar la constante calorimétrica del instrumento construido, debemos hacer las siguientes consideraciones:

Como la masa y el calor específico del calorímetro serán constantes en todas las determinaciones que se realicen bajo las mismas condiciones, se define que:

$$Q = mC_p\Delta t$$

$$\text{si; } mC_p = K_c \quad \text{entonces } K_c = \frac{Q}{\Delta t}$$

donde m = masa del calorímetro, Q = calor liberado por la reacción, Δt = incremento en temperatura, C_p = calor específico del calorímetro, y K_c = constante calorimétrica.

El valor de la constante calorimétrica K_c , representa la capacidad térmica del calorímetro, es decir, la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura del calorímetro en 1°C.

B. DETERMINACIÓN DEL ΔH DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

Temperatura ambiente =

Constante calorimétrica K_c =

Masa de magnesio =

Número de moles de magnesio =

Volumen de HCl 10 M =

Número de moles de HCl =

Número de moles de $MgCl_2$ formadas n_{MgCl_2} =

Incremento de la temperatura Δt =

Calorías liberadas para n_{MgCl_2} =

Calorías liberadas por mol de $MgCl_2$ =

Calorías liberadas por mol de $MgCl_2$ reportadas en la literatura =

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. ¿Cuáles son las principales partes que deben constituir a un calorímetro?
 2. ¿Qué función desempeña cada parte?
 3. ¿Qué importancia tiene calibrar este instrumento?
 4. ¿Cómo se afecta la constante calorimétrica con el cambio de la masa de agua utilizada?
 5. ¿Por qué el agua es la sustancia más utilizada como medio de transferencia de calor?
 6. ¿Cómo se determinan experimentalmente las entalpías de combustión?
 7. ¿Qué es entalpía de neutralización?
 8. ¿Tendrá el mismo valor la variación en la energía interna ΔE que la variación en la entalpía ΔH de la reacción química que hiciste en el experimento C?
Explica por qué

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Construcción y calibración de un calorímetro en laboratorio.</i>	<i>Cálculo de la constante calorimétrica y valor de la misma. Determinación correcta del ΔH de obtención del cloruro de magnesio utilizando el calorímetro construido.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS

- Brown, Theodore y otros. 1991. **Química La Ciencia Central**. Prentice-Hall. México. 1159 pp.
- Crockford, H.D. y S. Knight. 1993. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Compañía Editorial Cultural, S.A. México. 469 pp.

- Long, G.G. y F.C. Hentz. 1991. **Química General. Problemas y Ejercicios.** Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. 400 pp.
- Maron, S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica.** Limusa. México. 899 pp.
- .Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos.** Reverté. México. 389 pp.
- Vázquez, D.R. 2001. **Termodinámica Biológica.** AGT Editor, S.A. 223 pp.

PRÁCTICA 9.
VISCOSIDAD DE LOS LÍQUIDOS
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Los líquidos al igual que los gases oponen resistencia al fluir, a esto se le llama viscosidad.

La viscosidad se considera como fricción interna, la cual impide el movimiento relativo de fracciones adyacentes de la sustancia. La fuerza (**F**) que se requiere para que la capa de un fluido líquido o gas de área (**A**) se mueva a una velocidad (**v**) con respecto a otra capa de la misma área separada por una distancia (**d**) está dada por la ecuación:

$$F = \eta \frac{Av}{d}$$

donde η es el coeficiente de viscosidad del fluido medido en poises y es una constante de proporcionalidad que depende de la naturaleza del fluido y de su temperatura. El coeficiente de viscosidad es igual a un poise cuando **F** es igual a 1 dina, **A** es igual a 1 cm², **v** es igual a 1 cm/ s y **d** es 1 cm.

El coeficiente de viscosidad puede medirse utilizando la ecuación de Poiseville:

$$\eta = \frac{\Pi r^4 \Delta p}{8VL}$$

donde **t** es el tiempo requerido para que fluya un volumen **V** de fluido a través de un capilar de radio **r** y una longitud **L**, cuando se le aplica una diferencia de presión Δp .

El viscosímetro de Ostwald es muy utilizado para medir coeficientes de viscosidad de líquidos no muy viscosos. Con este viscosímetro se compara la viscosidad del agua η_a con la viscosidad del líquido, η_s . En esta forma no es necesario conocer las constantes del aparato.

$$\eta_a = \frac{\Pi r^4 h g}{8VL} d_a * t_a$$

$$\eta_s = \frac{\Pi r^4 h g}{8VL} d_s * t_s$$

donde h representa la diferencia de altura entre los dos niveles del líquido en los dos tubos, g es la aceleración de la gravedad, d_a y d_s las densidades del agua y de la sustancia en cuestión, t_a y t_s los tiempos necesarios para que el agua y la sustancia fluyan a través del capilar.

FÓRMULA PARA EL VISCOSÍMETRO DE OSTWALD

viscosidad relativa

$$\frac{\eta_s}{\eta_a} = \frac{d_s * t_s}{d_a * t_a}$$

viscosidad absoluta

$$\eta_s = \eta_a \frac{d_s * t_s}{d_a * t_a}$$

La viscosidad de un líquido disminuye con el aumento de temperatura, ya que al moverse las partículas más energícamente pueden escapar más fácilmente de sus vecinas. Dado que el cambio de una molécula de una posición a otra implica la ruptura de fuerzas de Van der Waals, la proporción de moléculas con energías suficiente para moverse sigue la distribución de Boltzman. De ahí que la capacidad de un líquido para fluir debe comportarse de acuerdo con: (Atkins,

1991) $\text{Fluidez} \propto e^{-\Delta E_{vis} / RT}$

Dado que la viscosidad es la inversa de la fluidez, la relación de la temperatura sobre la viscosidad de líquidos está dada por la ecuación:

$$\eta = A e^{\Delta E_{vis} / RT} \frac{\text{dinasxcm}}{\text{s}}$$

$$\ln \eta = \Delta E_{vis} / RT + \ln A$$

donde A es una constante y ΔE_{vis} es la energía necesaria para que el líquido fluya.

La adición de solutos a un líquido también modifica su viscosidad. Una solución acuosa de electrolitos y no electrolitos tiene una viscosidad ligeramente menor que la del agua pura a la misma temperatura, sin embargo la adición de macromoléculas aumenta considerablemente su viscosidad.

El *poise* es la unidad de viscosidad y se define como una viscosidad tal que se requiere una fuerza de una dina para mover una capa de un centímetro cuadrado a la velocidad de un cm/s separada de otra capa estacionaria situada a un cm de distancia :

$$\text{viscosidad} = \frac{\text{Fuerza} \times \text{distancia entre superficie}}{\text{velocidad} \times \text{área}}$$

$$\text{viscosidad} = \frac{\text{dina} \times \text{cm}}{\frac{\text{cm}}{\text{seg}} \times \text{cm}^2} = \frac{\text{dina} \times \text{seg}}{\text{cm}^2}$$

El poise es una unidad muy grande por lo que se usa comúnmente el milipoise.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Determinar el efecto de la temperatura y la adición de solutos sobre la viscosidad de los líquidos.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y Reactivos

1 cronómetro	Agua destilada
1 parrilla	Líquido problema
1 pipeta volumétrica de 25mL	Agua de mar
1 termómetro	
1 vaso de precipitado de 1L	
1 viscosímetro de Ostwald	
Picnómetro	
Pinzas para vaso de precipitado	
Guantes de asbesto	

Procedimiento

A. EFECTO DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VISCOSIDAD.

Limpie cuidadosamente el viscosímetro y enjuáguelo con agua destilada. Adicione a través del tubo grueso un volumen de agua tal que al hacer succión por el tubo delgado los bulbos superior **A** e inferior **B** queden a la mitad de su volumen. Ver figura 1.

Coloque el viscosímetro en su posición normal dentro de un baño de agua (vaso de precipitado de 1L) hasta que el líquido se equilibre térmicamente.

Succione por el tubo delgado para obligar al líquido (agua) a subir hasta la marca **b**, con el cronómetro mida el tiempo que tarda la muestra en pasar de la marca **b** a la **c**. Repita este procedimiento 3 veces.

Repita el procedimiento anterior utilizando el líquido problema que le entregará el instructor.

Efectúe las mediciones a 30, 40 y 50 °C con agua destilada y con el líquido problema.

Consulte en la bibliografía la densidad del agua y del etanol a las temperaturas a las que se está trabajando

Anote los resultados en la tabla I y calcule la viscosidad relativa y la viscosidad absoluta del etanol a las diferentes temperaturas.

B. EFECTO DE LOS SOLUTOS SOBRE LA VISCOSIDAD DE UN LÍQUIDO

Determine la viscosidad del agua de mar a temperatura ambiente, para ello siga el procedimiento descrito en el inciso A .

Haciendo uso del picnómetro determine la densidad del agua de mar a la temperatura ambiente y consulte en la bibliografía la densidad del agua a la misma temperatura.

Anote sus resultados en la tabla II y calcule la viscosidad relativa y absoluta del agua de mar.

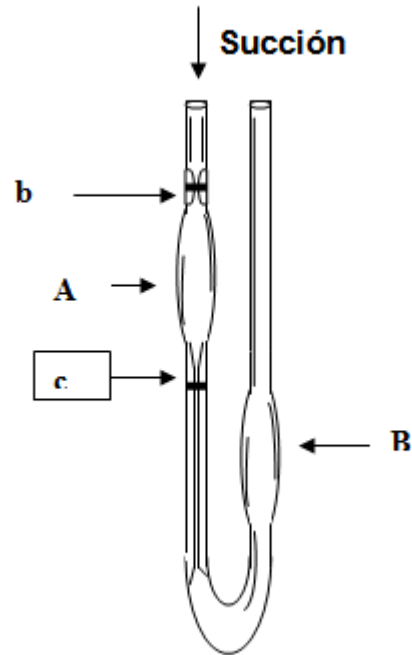


Figura 1. Viscosímetro de Ostwald

Resultados y Cálculos

Tabla I

Temperatura	Tiempo		Densidad		Viscosidad Relativa	Coeficiente Del agua	Viscosidad absoluta
	Agua	Líquido	Agua	Líquido	η_s/η_a	η_a	Líquido η_s
30° C							
40° C							
50° C							

Haga una gráfica de $\ln \eta$ contra $1/T$ para el agua y para el etanol y determine, a partir de la pendiente, la energía necesaria ΔE_{vis} para efectuar el proceso de viscosidad en cada caso.

Tabla II

Temperatura	Tiempo		Densidad		Viscosidad Relativa	Coeficiente del agua	Viscosidad absoluta
	Agua	A. Mar	Agua	A. Mar	η_s/η_a	η_a	A. Mar η_s
1							
2							
3							

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. ¿Qué factores determinan la viscosidad de un líquido?
 2. ¿En qué consiste el método de Stokes para determinar viscosidad de fluidos?
 3. Investigue cuál es la viscosidad de la sangre humana.
 4. Cuando un individuo tiene fiebre y su temperatura corporal se eleva hasta 39° C , la viscosidad de la sangre disminuye y por lo tanto aumenta la circulación sanguínea. ¿Esta condición será benéfica o no para el organismo?. Explique por qué.

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Adquisición de habilidad en el manejo del viscosímetro de Ostwald</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental.</i>
<i>Determinación del efecto de la temperatura sobre la viscosidad de dos fluidos.</i>	<i>Tabla I de la sección “Resultados y Cálculos” y gráfico de $\ln \eta$ contra $1/T$. Valor de la ΔE_{vis}</i>
<i>Determinación del efecto de la concentración de solutos sobre la viscosidad de un fluido</i>	<i>Tabla II de la sección “Resultados y Cálculos.”Valores de la viscosidad absoluta del agua de mar.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

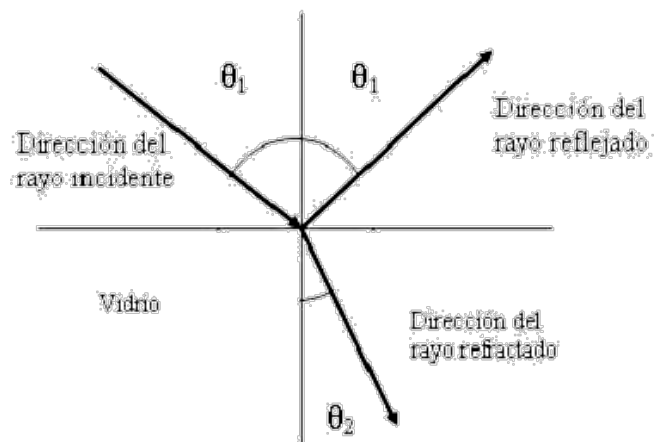
REFERENCIAS:

- Atkins, P.W. 1991. **Fisicoquímica**. Addison-Wesley Iberoamericana. México. 947 pp
- Crockford, H y A. Knight. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. CECSA. México 469 pp.
- Levine, Ira. 1993. **Fisicoquímica**. MacGrawHill. México.1092 pp.
- Maron, S y C. Prutton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. LIMUSA. México. 899 pp.

PRÁCTICA 10.
REFRACTOMETRÍA
3 HORAS
LABORATORIO DE FISCOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Cuando un haz de luz pasa oblicuamente de un medio a otro de diferente densidad, el haz cambia de dirección, es decir se refracta.



La relación entre la velocidad de la luz al vacío (v_v) y la velocidad de la luz en otro medio (v_m) se conoce como índice de refracción (n):

$$n = \frac{v_v}{v_m}$$

Como el índice de refracción del aire tiene un valor muy cercano a la unidad ($n=1.00027$), generalmente se toma como referencia, por lo tanto:

$$n = \frac{v_a}{v_m}$$

Los ángulos de incidencia θ_1 y de refracción θ_2 , son diferentes y se relacionan de acuerdo con la ecuación:

$$\frac{\text{Sen}\theta_1}{\text{Sen}\theta_2} = \frac{v_a}{v_v} = \frac{n_v}{n_a}$$

Como el índice de refracción del aire se toma como la unidad:

$$n_v = \frac{\text{Sen}\theta_1}{\text{Sen}\theta_2}$$

Cuando el rayo incidente viaja por otro medio que no sea aire, la ecuación general es:

$$\frac{n_2}{n_1} = \frac{\text{Sen}\theta_1}{\text{Sen}\theta_2}$$

La cual se puede presentar como:

$$\text{Sen}\theta_2 * n_2 = n_1 * \text{Sen}\theta_1$$

El ángulo de refracción tiene un valor límite característico de cada interfase y se denomina ángulo límite. Cuando el ángulo de incidencia es de 90°, la radiación se refracta de acuerdo con el ángulo límite y el rayo de luz se desplaza a lo largo del límite de la interfase.

Una vez determinado el índice de refracción de un medio con respecto al aire, éste índice puede servir como estándar en las mediciones.

La velocidad y el índice de refracción en un medio que no sea vacío dependen de la temperatura y de la frecuencia, por lo tanto, la luz de diferentes frecuencias refracta a diferentes ángulos, por esto se emplean prismas como monocromadores de luz en los instrumentos utilizados para medir índices de refracción a los que se les llama refractómetros, los cuales pueden ser de 3 tipos: Refractómetro de Abbe, refractómetro de inmersión y refractómetro de Pulfrich.

La aplicación más común de la refractometría es la identificación de líquidos orgánicos y la determinación de concentraciones en soluciones líquidas.

El refractómetro de Abbe es uno de los más usados, ya que es económico y en él se pueden medir rangos de índices de refracción entre 1.30 y 1.70. La fuente de luz es blanca, la temperatura puede mantenerse controlada y las mediciones se leen directamente en la escala.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Conocer el refractómetro de Abbe, entender el principio de su funcionamiento, adquirir habilidad para su correcta manipulación; determinar índices de refracción de líquidos puros para identificarlos; determinar la relación

entre el índice de refracción con la concentración; determinar la concentración salina del agua de mar utilizando su índice de refracción.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

Refractómetro de Abbe	Agua destilada
12 pipetas Beral de 3mL	Agua de mar
2 pipetas graduadas de 5mL	Sacarosa
9 tubos de ensaye	

Procedimiento

A. ÍNDICE DE REFRACCIÓN EN SUSTANCIAS PURAS.

Determine el índice de refracción del cloroformo y la acetona en el refractómetro de Abbe siguiendo las indicaciones del instructor. Anote la temperatura ambiente.

Índice de refracción de la acetona = $T^{\circ}\text{C} =$

Índice de refracción del cloroformo =

B. RELACIÓN ÍNDICE DE REFRACCIÓN - CONCENTRACIÓN:

Prepare 10 soluciones de sacarosa de concentración creciente según se señala en la tabla I. Posteriormente, determínelas la fracción molar, el índice de refracción, y registre sus resultados.

Tabla I

Sol.	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
% en peso de sacarosa	5	10	20	25	30	35	40	45	50	55
X_{sacarosa}										
Índice de refracción										

Con los resultados obtenidos de todo el grupo, se hará una regresión lineal para construir una curva de calibración (concentración contra índice de refracción), que permita conocer la composición de cualquier solución de sacarosa en función de su índice de refracción.

C. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN DESCONOCIDA.

Determine el índice de refracción de la solución de sacarosa de concentración desconocida que le entregará el instructor.

Con el resultado obtenido y la curva de calibración construida anteriormente, calcule la concentración de la solución.

Índice de refracción de la solución problema= ***T°C =***

Concentración de la solución problema=

D. DETERMINACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN SALINA DEL AGUA DE MAR.

Determine el índice de refracción de una muestra de agua de mar y compare su resultado con el reportado en la literatura.

Índice de refracción del agua de mar= ***T°C =***

Concentración del agua de mar=

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. Investigue cómo funciona un refractómetro de inmersión, cuáles son las ventajas y desventajas que representa su uso en relación con el refractómetro de Abbe
 2. ¿Qué es la fracción molar, cómo puede calcularse ésta en un líquido orgánico?
 3. ¿Qué aplicaciones tiene la determinación del índice de refracción en el área de estudio de la biología marina?
 4. ¿Cómo funciona un refractómetro de Abbe? Incluya esquemas.

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Adquisición de habilidad en el uso del refractómetro de Abbe</i>	<i>Determinación del índice de refracción de sustancias puras, de soluciones de sacarosa con concentración creciente y de agua de mar.</i>
<i>Construcción de una curva de calibración con soluciones de concentración creciente de sacarosa</i>	<i>Desarrollo del inciso "C" del procedimiento experimental. Cálculo del valor de la concentración problema.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Atkins, P.W. 1991. **Fisicoquímica**. Addison-Wesley. México. 1001 pp
- Castellan, G. 1987. **Fisicoquímica**. Addison-Wesley. México. 1057 pp.
- Flores S. 1984. **Manual de Laboratorio de Fisicoquímica**. UABCS. 64 pp

PRÁCTICA 11.
SOLUCIONES BINARIAS: EQUILIBRIO LÍQUIDO-VAPOR
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

En una mezcla de dos líquidos miscibles, la volatilidad de cada uno de ellos está reducida por la presencia del otro de acuerdo con la siguiente relación:

La presión de vapor de un componente de una solución es directamente proporcional a su fracción molar y es igual a su fracción molar multiplicada por la presión de vapor al estado puro a esa temperatura:

$$P = P_1^0 * X_1$$

Esta relación cuantitativa, aplicable a los componentes que forman una *solución ideal*, fue descubierta experimentalmente por el químico francés F. Raoult. De ahí que tal expresión se conozca con el nombre de ley de Raoult. Si se considera esta ley para ambos componentes de la solución tendríamos:

$$P_{total} = X_1 P_1^0 + X_2 P_2^0$$

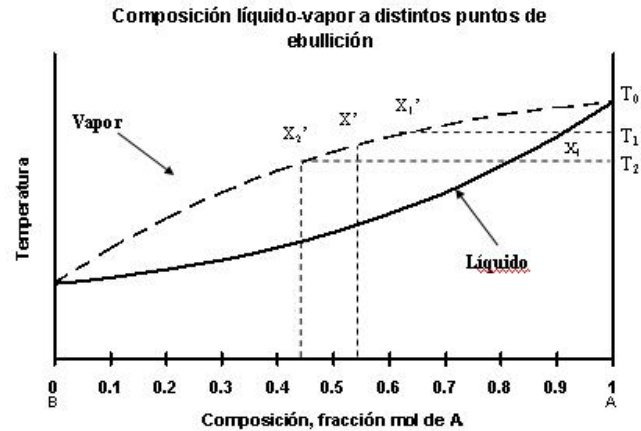
Si bien el vapor de la solución tiene los mismos componentes que ella, su composición difiere, la presión ejercida por estos componentes gaseosos de acuerdo con la ley de Dalton será igual a la suma de las presiones parciales, de ahí que la composición será:

$$P_{total} = P_{v_1} + P_{v_2}$$

$$P_{v_1} = Y_1 * P_{total}; P_{v_2} = Y_2 * P_{total}$$

$$y_1 = \frac{P_{v_1}}{P_{total}} \quad y_2 = \frac{P_{v_2}}{P_{total}}$$

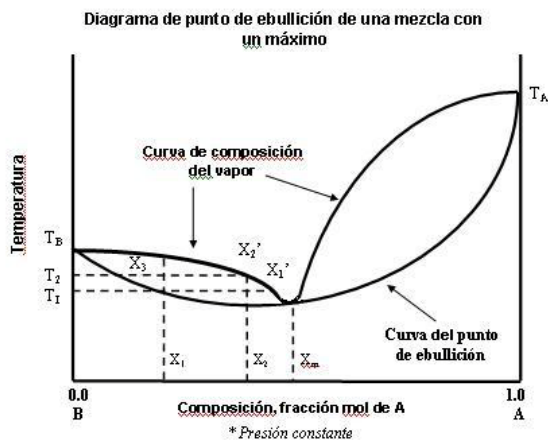
La composición del gas es más rica en el componente más volátil de la solución, como se ilustra en la representación gráfica de la composición del vapor en equilibrio con cualquier concentración de los componentes de la solución, frente a la temperatura de ebullición de la mezcla. Ver gráfica 1.



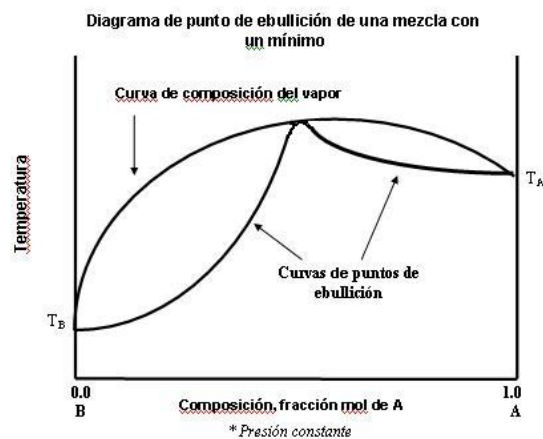
Gráfica 1 La curva punteada corresponde a la composición del vapor a cada temperatura de ebullición

Hay sistemas binarios de líquidos que se desvían de este comportamiento presentando máximo o mínimos en la temperatura de ebullición. A la composición donde se presenta un máximo o un mínimo en la temperatura de ebullición se le llama azeótropo o mezcla azeotrópica, esta composición varía con la presión. En dicha mezcla la composición de vapor y líquido son las mismas y por tanto sus componentes no podrán separarse por destilación simple. Ver gráficas 2 y 3.

Gráfica 2



Gráfica 3



OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Determinar experimentalmente el diagrama de equilibrio líquido –vapor para una mezcla binaria.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

1 Microkit para destilación	cloroformo
1 Refractómetro de Abbe	acetona
2 pipetas pasteur	
2 soportes	
2 pinzas de tres dedos con nuez	
6 matraces erlenmeyer de 10mL con tapón	
2 pipetas graduadas de 5mL con jeringa	
3 vasos de precipitados de 50mL	
1 parrilla	
1 crisol con arena	
pedras de ebullición	

Procedimiento

Numere 11 matraces Erlenmeyer de 10mL con tapón y prepare 9 soluciones acetona-cloroformo de acuerdo con las concentraciones establecidas en la tabla I.

Arme un aparato de destilación simple con el microkit, coloque en el matraz de bola 5 mL de acetona pura con 3 piedras de ebullición caliente el matraz en un baño de arena hasta que el líquido empiece a destilar, anote el punto de ebullición en la tabla I. Las primeras gotas de destilado se desecharán en tanto que con el residuo (fase líquida) y el condensado (fase vapor) se determinarán los índices de refracción, los cuales se anotarán también en la tabla I.

Repita el mismo procedimiento para el cloroformo puro y para las nueve soluciones acetona-cloroformo preparadas. En estos procesos se deben tener las siguientes precauciones:

- Enjuagar el matraz de bola con la nueva mezcla para evitar que tenga residuos de la solución anterior.
- Los índices de refracción se deben tomar lo más rápido posible, con objeto de evitar la evaporación y por lo tanto un cambio en la concentración.
- Anotar inmediatamente los resultados en la Tabla I.

Con los índices de refracción obtenidos determine las fracciones molares de la acetona y el cloroformo consultando la tabla que aparece en los anexos de este manual.

Resultados y Cálculos

Tabla I

	Volumen mL		Temp. °C	Índice de refracción		Fracción molar Acetona y cloroformo	
	Acetona	Cloroformo		Fase líquida residuo	Fase vapor Destilado	Fase líquida Residuo	Fase vapor Destilado
1	5	0					
2	0	5					
3	0.5	4.5					
4	1.0	4.0					
5	1.5	3.5					
6	2.0	3.0					
7	2.5	2.5					
8	3.0	2.0					
9	3.5	1.5					
10	4.0	1.0					
11	4.5	0.5					

Presión atmosférica =

Construya una gráfica, para cada uno de los componentes, de temperatura de ebullición contra fracción molar en la fase vapor y en la fase líquida.

Indique cuál es la composición del azeótropo.

PRODUCTOS

- Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cualitativos para su discusión
- Resolver el siguiente cuestionario:

1. ¿Cómo se explica la desviación positiva a la Ley de Raoult?
2. ¿Cuándo una solución presenta una desviación negativa a la Ley de Raoult?
3. Qué relación hay entre ΔH de la solución y el hecho de que se comporte o no idealmente.
4. El benceno y el dicloruro de etileno forman una solución que tiene un comportamiento casi ideal. Calcule la presión de vapor de estas dos sustancias a 50°C cuando se encuentran en una solución que tiene un fracción molar de benceno de 0.30. A esta temperatura las presiones de vapor del benceno y el dicloruro de etileno son respectivamente: 269 mm Hg y 236 mmHg. Calcule también la composición del vapor en equilibrio con la solución.

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Determinar experimentalmente la concentración azeotrópica de cloroformo-acetona</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental, Tabla I de la sección "Resultados y cálculos."</i> <i>Adicionalmente, se evaluarán los gráficos.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual.</i> <i>Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Atkins, P.W. 1991. **Fisicoquímica**. Addison-Wesley Iberoamericana. México. 947 pp
- Crockford, H y A. Knight. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. CECSA. México 469 pp.
- Levine, Ira. 1993. **Fisicoquímica**. MacGrawHill. México. 1092 pp.
- Maron, S y C. Prutton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. LIMUSA. México. 899 pp.
- Russell J. B. y A. Larena A. 1992. **Química**. Mac. Graw Hill. México. 980 pp

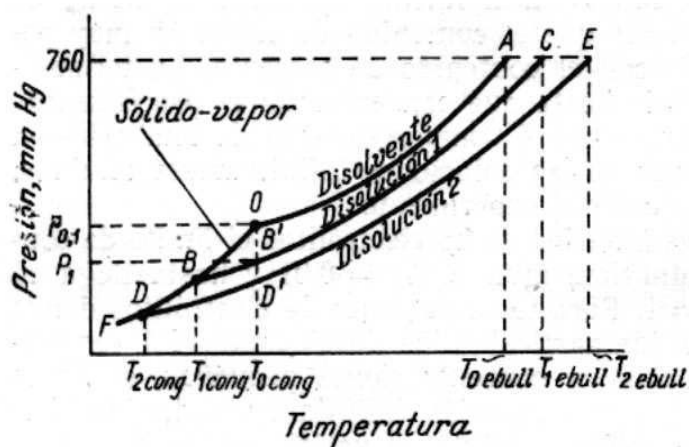
PRÁCTICA 12.
PROPIEDADES COLIGATIVAS: CRIOSCOPIA
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Las propiedades de las soluciones que dependen únicamente de la concentración y la naturaleza del disolvente se le conocen como propiedades coligativas: descenso en la presión de vapor, elevación del punto de ebullición, descenso en el punto de congelación y presión osmótica.

La Ley de Raoult de soluciones ideales puede aplicarse para el cálculo de las propiedades de las soluciones muy diluidas, es decir aquellas en las que la concentración de soluto es muy pequeña comparada con el contenido de disolvente. Para soluciones binarias de no electrolitos el límite de concentraciones puede admitirse hasta $X_{\text{soluto}} 0.01$. Para las soluciones de electrolitos donde gracias a la carga de las partículas las desviaciones del comportamiento ideal se revelan en concentraciones pequeñas, el límite baja $X_{\text{soluto}} 1 \times 10^{-6}$.

La presión de vapor del disolvente disminuye al adicionar un soluto, para que la solución tuviera la misma presión de vapor que el disolvente puro es necesario calentar la solución a una temperatura más alta que la del disolvente puro. Esta variación se ilustra en la gráfica I.



Gráfica I. Relación temperatura-presión de vapor

*Esquema tomado de Burmistrova et al. (1977).

Como se puede ver el punto de ebullición de la solución diluida es más alto que el del disolvente puro y el incremento de la temperatura de ebullición es proporcional a la concentración del soluto:

$$\Delta T_b = K_b m$$

donde ΔT_b es la elevación del punto de ebullición, m es la molalidad de la solución y K_b es una magnitud constante que se denomina constante ebulloscópica o elevación molal del punto de ebullición que depende únicamente de la naturaleza del disolvente y puede deducirse mediante la ecuación de Clausius – Clapeyron y la ley de Raoult.

Para las soluciones diluidas de electrolitos la ecuación anterior se modifica:

$$\Delta T_b = i K_b m$$

donde i es el coeficiente isotónico de Van't Hoff.

Si el soluto y el disolvente no forman una solución sólida, el punto de congelación de la solución es más bajo que el del disolvente puro. El descenso en el punto de congelación es proporcional a la concentración de soluto de acuerdo con las ecuaciones:

$$\Delta T_c = K_c m \text{ para solutos no electrolitos}$$

$$\Delta T_c = i K_c m \text{ para solutos electrolitos}$$

donde ΔT_c es el descenso en el punto de congelación, K_c es la constante crioscópica del disolvente, m es la concentración molal del soluto, i es el coeficiente isotónico de Van't Hoff.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Determinar el peso molecular de una sustancia a partir de la variación en el punto de congelación de la solución y del disolvente puro.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

Cronómetro	alcohol terbutílico
Pipeta volumétrica de 5 mL	soluto no electrolito
Pesafiltros	hielo

Vaso de precipitados de 250 mL

sal

Tapones de corcho y agitador metálico

2 tubos de ensayo de 15 x 2 cm y 25 x 3

Termómetro de -1°C a 101°C ; 0.1°C

Procedimiento

Construya el aparato para determinar el punto de congelación como se muestra en la figura 1.

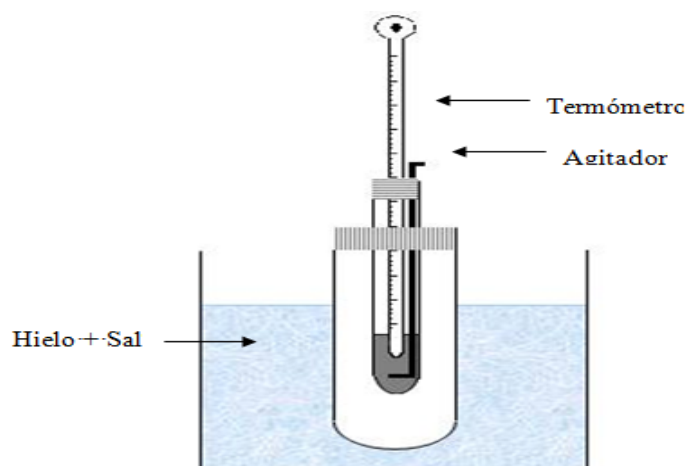


Figura 1

Pese en el pesafiltros 5 mL de alcohol terbutílico con una exactitud de $\pm 0.001\text{g}$ y transfíralos a un tubo de ensayo. Pese nuevamente el pesafiltro vacío para saber exactamente la cantidad de alcohol en el tubo. Tape el tubo y colóquelo en el recipiente que contiene la mezcla frigorífica (hielo + sal).

Determine el punto de congelación del alcohol puro tomando lecturas cada 15seg y agitando continuamente. El punto de congelación es aquel donde la temperatura permanece constante durante 1 ó 2 minutos, después la temperatura continúa bajando. Puede suceder que la temperatura disminuya por debajo de su punto de congelación y después suba rápidamente y se mantenga constante. Repite la misma operación dos veces más.

Agregue al alcohol fundido 150mg del sólido problema, teniendo la precaución de que la muestra no quede adherida a las paredes del tubo. Siga el mismo procedimiento efectuado para el alcohol puro. Repita la misma operación tres veces. A diferencia del disolvente puro, la temperatura de la solución no

permanecerá constante durante la cristalización, ya que la concentración de la solución aumenta al cristalizar el disolvente.

Resultados y Cálculos

Haga una gráfica de temperatura contra tiempo (curva de enfriamiento) del solvente y la solución y determina:

Punto de fusión del alcohol terbutílico puro =

Punto de fusión de la solución =

Disminución del punto de congelación =

Constante crioscópica del alcohol terbutílico = $8.3^{\circ}\text{C kg /mol}$

Peso molecular de la muestra problema =

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. Aunque el método crioscópico es muy útil para determinar pesos moleculares de algunos metabolitos de peso molecular relativamente pequeño, es impracticable para determinar el peso molecular de las proteínas. Explique por qué.
 2. Una solución contiene 5.0g de glucosa y 5.0g de urea en 800g de agua. Calcule el punto de congelación de esta solución.
 3. ¿Cuántos gramos de urea se deben agregar a 4000g de agua para que la solución hierva a 100.32°C agua?
¿Cuál sería la presión osmótica de la solución del problema anterior a una temperatura de 27°C ?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Demostrar experimentalmente el descenso en el punto de congelación de una solución, respecto al disolvente puro. Determinar la relación entre el punto de congelación y la concentración de la solución.</i>	<i>Puntos de fusión del solvente puro y de la solución. Cálculo de la concentración de la solución y peso molecular del soluto.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

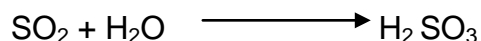
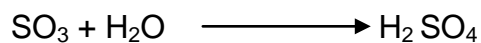
- Crockford, H y A. Knights. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. CECSA. México 469 pp.
- Levine, Ira. 1993. **Físicoquímica**. MacGrawHill. México. 1092 pp.
- Maron, S y C. Prutton. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. LIMUSA. México. 899 pp.
- Long, G.G. y F.C. Hentz. 1991. **Química General. Problemas y Ejercicios**. Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. 400 pp
- Morris, J. 1993. **Físicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp

PRÁCTICA 13.
SOLUCIONES AMORTIGUADORAS.
EFFECTO SOBRE LA LLUVIA ÁCIDA³
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Una solución amortiguadora (tampón o buffer) es capaz de evitar cambios drásticos de pH al añadirle pequeñas cantidades de un ácido fuerte o una base fuerte. Esta capacidad está determinada por los componentes que la forman. Las soluciones amortiguadoras contienen por un ácido débil o una base débil y su par conjugado (la sal derivada de una base o ácido fuerte respectivamente), al estar así constituidas existen en solución especies ácidas que neutralizan el exceso de iones OH⁻ y especies básicas que neutralizan el exceso de iones H⁺.

La lluvia ácida se produce por la reacción entre los anhídridos del azufre productos de la combustión de los hidrocarburos, con el vapor de agua de la atmósfera dando lugar a diferentes ácidos.



La lluvia así formada tiene efectos dañinos tanto sobre los edificios y suelos como sobre los organismos vivos. Uno de ellos es el aumento de la acidez en lagos, lagunas y ríos afectando la vida de la flora y fauna propia de estos ecosistemas.

OBJETIVO DE APRENDIZAJE

Representar experimentalmente la producción de lluvia ácida y observar la acción de una solución amortiguadora sobre ésta.

³ Experimento modificado de Navarro Francis et al , Manual de Química en Microescala, UNAM

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

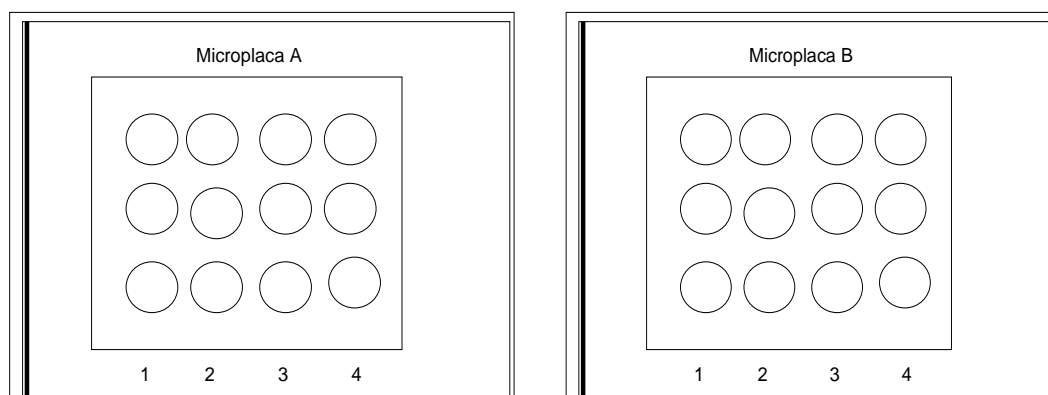
Material y reactivos

2 microplacas de 12 celdas	20 mL solución concentrada de NH_4OH
5 pipetas Beral de 3mL	0.1g de carbonato ácido de sodio (NaHCO_3)
1 pipeta Beral jumbo	1.7g de sulfito ácido de sodio (NaHSO_3)
1 jeringa de 20 mL	5mL de ácido clorhídrico (HCl)
1 jeringa de 10 mL	100 mL de agua destilada
2 vasos de precipitados de 150 mL	2 mL de solución de indicador Universal
2 tubos de ensayo de 16x150 mm	
2 tapones para los tubos de ensayo	
Piseta	
1 gradilla	
Lentes de seguridad	
1 bolsa de plástico tamaño sándwich con cierre	

Procedimiento

A. Preparación de las celdas (éstas figurarán ser lagos).

Coloque las dos microplacas sobre dos hojas de papel blanco y etiquételas con las letras **A** y **B**. La microplaca **A** será la testigo. Marque sobre el papel en cada una de las placas, las hileras con el número **1, 2, 3 y 4** respectivamente, como se muestra en la figura 1.



En el vaso de precipitados de 150 mL coloque 100 mL de agua destilada y adicione 2 mL de indicador Universal, mezcle bien. Llene con esta solución las celdas marcadas con el número **1** de ambas placas.

Divida el contenido de la solución en dos porciones que serán usadas de diferente manera más adelante.

B. Obtención de vapores de amoníaco (NH_3)

Coloque en un tubo de ensayo de 16x150mm solución de hidróxido de amonio concentrada tape con un tapón en el que se ha insertado previamente la aguja de una jeringa de 10 mL. Caliente suavemente el tubo para generar los vapores de amoníaco y extráigalos con la jeringa.

Introduzca la aguja de la jeringa dentro de una de las porciones de solución de indicador Universal en agua y disuelva el amoníaco. Llene con esta solución las hileras número **2** de cada una de las placas. Anota los cambios observados en la tabla I

Escriba la reacción de ionización del amoníaco en agua.

Al resto de la solución (que contiene agua, indicador y amoníaco) contenida en el vaso de precipitados adicione 0.05g de carbonato ácido de sodio (NaHCO_3) y agite vigorosamente. Llene con esta solución las celdas marcadas con el número **3** de ambas placas. Anota los cambios observados en la tabla II

A la porción original de solución de agua e indicador universal añádale otros 0.05g de de carbonato ácido de sodio (NaHCO_3) agite y llene con ella las celdas número **4** de las dos placas.

Escriba la reacción de ionización del carbonato ácido de sodio (NaHCO_3) en agua.

C. Obtención de dióxido de azufre (SO_2)

En un tubo de ensayo de 16x150mm coloque 1.7g de sulfito ácido de sodio (NaHSO_3) y agregue con precaución 5 mL de ácido clorhídrico 3M. Tape

rápidamente el tubo e inserte en el tapón una jeringa y permita que el gas que se desprende llene la jeringa (alcanza para llenar dos jeringas).*

Coloque la microplaca **B** dentro de la bolsa de plástico, ciérrela con el cierre hermético e introduzca la jeringa que contiene el dióxido de azufre y vacíe su contenido. Espere 10 min para que se lleve a cabo la reacción.

Escriba la reacción entre el dióxido de azufre y el agua.

Escriba la reacción de disociación del ácido sulfuroso en agua H_2SO_3 .

Saque la microplaca B de la bolsa de plástico, mida el pH de cada una de las series de celdas y anote los resultados en la tabla II.

Anote los cambios observados y compare los resultados con lo observado en la placa testigo A.

Resultados y Cálculos

Tabla I Microplaca A (testigo)

Celdas	Sustancias presents	Color	pH
1			
2			
3			
4			

Tabla II Microplaca B

Celdas	Sustancias presents	Color	pH
1			
2			
3			
4			

* La reacción es muy rápida, se producen aproximadamente 55 mL de SO_2 lo que alcanza para tres experimentos.

Explique los cambios de pH sucedidos en las celdillas que contienen la solución amortiguadora de carbonato ácido de sodio.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 1. ¿Qué factores determinan la fuerza de un ácido o una base?
 2. Defina constante de ionización ácida y constante de ionización básica.
 3. ¿Qué variables indican la fuerza de un ácido o una base?
 4. ¿Qué es una solución amortiguadora?
 5. Explica por qué la solución de carbonato ácido de sodio (bicarbonato de sodio) es un amortiguador.
 6. Cómo se determina la capacidad amortiguadora de una solución.
 7. Aplicando la ecuación de Henderson-Hasselbalch determine el pH de una solución amortiguadora que se preparó disolviendo cianuro de sodio y ácido cianhídrico en agua. Las concentraciones resultantes fueron 0.25 y 0.50 M respectivamente. $K_a = 4.0 \times 10^{-10}$
 8. Calcule el pH resultante si a la solución anterior se le añaden 0.01 moles de HCl.

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Reproducción experimental de las principales reacciones que conducen a la formación de lluvia ácida en la atmósfera y la acidificación de lagos.</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental e interpretación de las Tablas I y II en la sección de “Resultados” del reporte de práctica.</i>
<i>Determinación de la acción de una solución amortiguadora.</i>	<i>Interpretación y discusión de los cambios del indicador observados en las celdillas que contienen carbonato ácido de sodio</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Brown, L. Th. Le May, E. Y B. E. Bursten. 1991. **Química. La Ciencia Central**. Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México. 1159 pp.
- Crockford H.D. y S.Knight. 1993. **Fundamentos de Físicoquímica**. Compañía Editorial Cultural S.A. México. 469 pp
- Maron S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Físicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- .Morris, J. 1993. **Físicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp

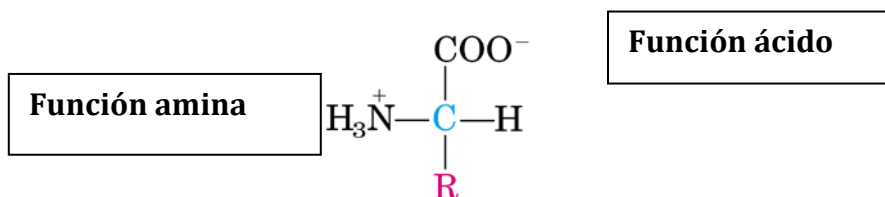
PRÁCTICA 14.
CURVAS DE TITULACIÓN ÁCIDO-BASE
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

Las curvas de titulación se obtienen al graficar los valores numéricos de alguna variable de la titulación que cambie en función de la cantidad de titulante añadido. Para una titulación ácido-base en medio acuoso la variable comúnmente usada es la concentración de iones hidrógeno, en términos de su función logarítmica conocida como pH (Flaschka *et al*, 1980).

La determinación experimental de estas curvas son una extraordinaria ayuda para identificar el punto de equivalencia y para seleccionar el indicador más adecuado para identificar el punto final de la neutralización.

Las proteínas están constituidas fundamentalmente por los aminoácidos, cuyas propiedades radican principalmente en su comportamiento anfótero. Los aminoácidos presentan por lo menos, dos grupos ionizables:

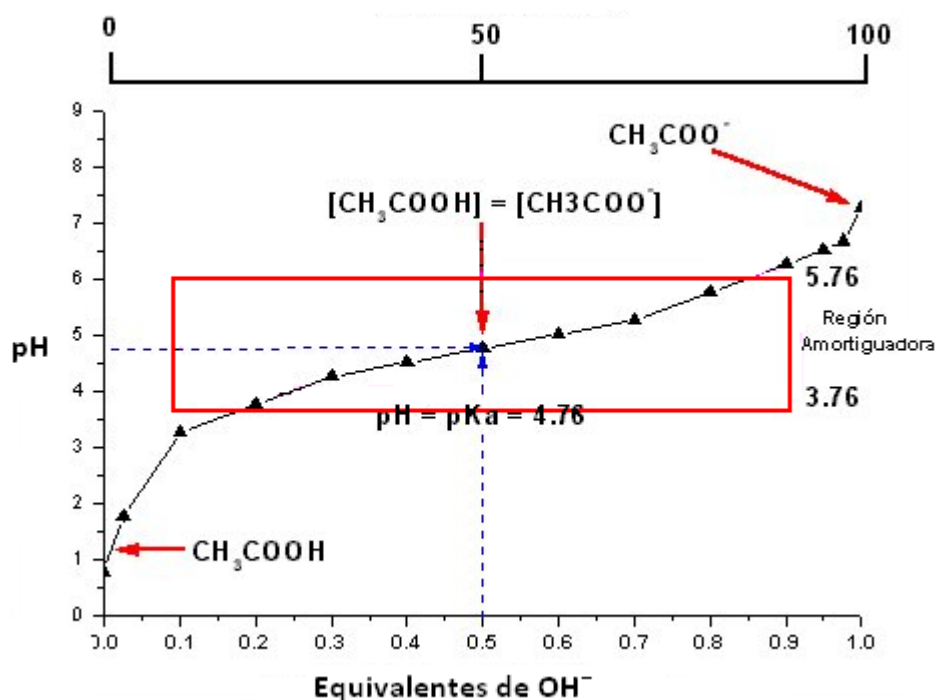


La función ácido es un grupo carboxilo que se encuentra protonado [R-COOH] a pH ácido y pierde su protón quedando con carga negativa [RCOO⁻] a pH neutro o básico. La función amina se presenta en forma protonada con carga positiva [H₃N⁺-R] a pH ácido o neutro y pierde un protón [H₂N-R] quedando sin carga a pH básico. Experimentalmente se puede comprobar que estas funciones se ionizan cuando se titula con una solución de NaOH de concentración conocida. Pero primero es necesario llevar la solución del aminoácido a pH entre 1.5-1.8, luego se agrega gota a gota cantidades conocidas de NaOH y se mide después de cada adición el pH obtenido.

Cuando se titula un ácido débil como el ácido acético [CH₃COOH] se observa que al principio la adición de NaOH hace que el pH cambie rápidamente y

luego se estabiliza de tal manera que casi no se observa cambio en el pH hasta que ocurre un cambio muy brusco de pH. (Ver gráfica 1)

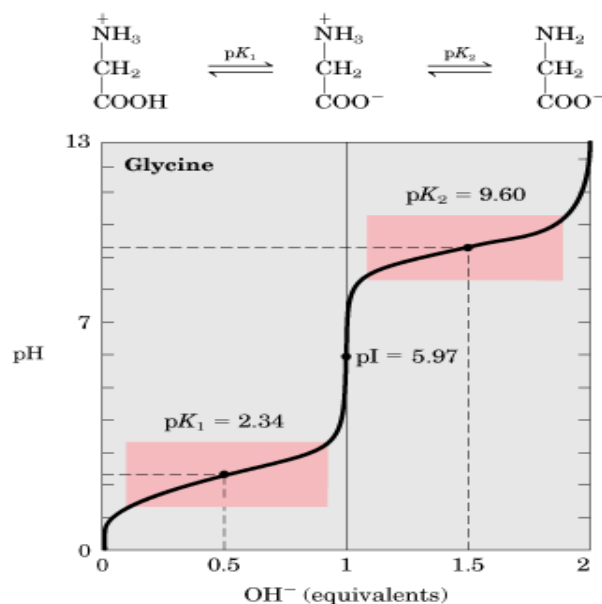
La región estable se conoce como zona “amortiguadora” o de “tamponamiento” y el valor del pKa del ácido corresponde a la mitad de dicha zona, ya que corresponde al equilibrio entre 50%-50% de ácido protonado y sin protonar.



Gráfica 1 Curva de titulación del ácido acético

Por debajo del valor del pKa casi todo el ácido se encuentra en forma protonada [CH₃COOH], mientras que por encima de ese valor se encuentra en su forma ionizada [CH₃COO⁻].

En el caso de los aminoácidos como tiene dos grupos funcionales ionizables, se tienen curvas de titulación multifásicas. (Ver gráfica 2)



Gráfica 2. Curva de titulación de la glicina.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Determinar experimentalmente las curvas de titulación de un ácido fuerte, un ácido débil y de la glicina con solución de hidróxido de sodio. Identificar el punto de equivalencia para cada uno de ellos. Y determinar el pKa y el pKb de la glicina por medio de la titulación con hidróxido de sodio y con ácido clorhídrico.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

5 matraces Erlenmeyer de 125ml	Ácido clorhídrico 0.5N
2 buretas de 25ml.	Ácido acético 0.5N
Soporte universal	NaOH 0.5N
Potenciómetro	Glicina

Procedimiento

A. TITULACIÓN DE UN ÁCIDO FUERTE (ÁCIDO CLORHÍDRICO) CON NaOH.

Mida 20 mL de HCl 0.1 N, colóquelos en el matraz Erlenmeyer y determine el pH inicial mediante el potenciómetro. Llene la bureta con la solución de NaOH 0.5N. y adicione 2 mL de ést a la solución de HCl agite vigorosamente y mida el

pH con el potenciómetro repita la misma operación hasta que se hayan adicionado 15 mL, después agregue 1 mL de solución de NaOH cada vez, midiendo siempre el pH después de cada adición. Repita la determinación tres veces y anote los resultados en la tabla 1.

B. TITULACIÓN DE UN ÁCIDO DE ÁCIDO ACÉTICO CON NaOH

Mida en un matraz erlenmeyer 20mL de ácido acético 0.5N y tome su pH inicial en el potenciómetro.

Coloque en una bureta la solución de NaOH 0.5N, para titular el ácido, agregando de 2 en 2mL de la solución de NaOH al ácido acético. Medir el pH con el potenciómetro cada vez que se le agregue 2mL. Después de agregar los primeros 10mL ir adicionando la solución de NaOH de mililitro en mililitro, midiendo siempre el pH después de cada adición. Anotar el pH correspondiente a cada volumen de NaOH para posteriormente graficarlos.

C. TITULACIÓN DE LA SOLUCIÓN DE GLICINA CON NaOH

Pese 200mg de glicina y disolver en 10 mL de agua destilada, se mide el pH con el potenciómetro y se agrega HCl agitando gota a gota hasta alcanzar un pH de 1.2.

Una vez que se ha acidulado la solución se procede a titular con NaOH siguiendo el procedimiento del inciso A. Anotar el pH correspondiente a cada volumen de NaOH para posteriormente graficarlos.

D. TITULACIÓN DE LA SOLUCIÓN DE GLICINA CON HCl

Pese 200mg de glicina y disolver en 10 mL de agua destilada, se mide el pH con el potenciómetro y se agrega NaOH agitando gota a gota hasta alcanzar un pH de 13

Una vez que se ha alcalinizado la solución se procede a titular con HCl siguiendo el procedimiento del inciso A. Anotar el pH correspondiente a cada volumen de HCl para posteriormente graficarlos.

Resultados y Cálculos

Haga una gráfica para cada una de las titulaciones (la variable dependiente será siempre el pH. Calcule:

- El el punto de equivalencia para el ácido clorhídrico.
- El pka y el punto de equivalencia para el ácido acético.
- El pKa₁ y pKa₂ y el punto isoeléctrico del la glicina.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 - 1.- Describa el mecanismo de algún aminoácido que actúe como amortiguador fisiológico.
 - 2.- Mencione que otras sustancias orgánicas funcionan como amortiguadores fisiológicos.
 3. ¿Qué aminoácidos dan una curva de titulación trifásica y porque?

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Determinación experimental del punto de equivalencia de un ácido fuerte y un ácido débil.</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental, con los resultados construcción de las gráficas y cálculo de los puntos de equivalencia y pK_a para un ácido débil.</i>
<i>Determinación experimental de la capacidad amortiguadora de un aminoácido..</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental, con los resultados construcción de las gráficas y cálculo del pKa y pKb de un aminoácido.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Crockford H.D. y S.Knight. 1993. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Compañía Editorial Cultural S.A. México. 469 pp
- Flaschka H.A y otros. 1980. **Química Analítica Cuantitativa**. CECSA. México. 634pp
- Long, G.G. y F.C. Hentz. 1991. **Química General. Problemas y Ejercicios**. Addison-Wesley Iberoamericana. E.U.A. 400 pp
- Maron S.H. y C. Pruttton. 1994. **Fundamentos de Fisicoquímica**. Limusa. México. 899 pp
- .Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp

PRÁCTICA 15
REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN
3 HORAS
LABORATORIO DE FISICOQUÍMICA

INTRODUCCIÓN

El término oxidación se aplicó originalmente a la ganancia de oxígeno en una reacción; posteriormente se generalizó a las reacciones con otros elementos (por ejemplo, a la pérdida de hidrógeno) y se adoptó la palabra reducción para el proceso inverso (Garritz y Chamizo, 1994). Actualmente estos términos se han generalizado a todos aquellos procesos en los que hay transferencia de electrones.

Se oxida la sustancia o elemento que:	Se reduce la sustancia o elemento que:
<ul style="list-style-type: none"> * gana oxígeno * pierde hidrógeno * pierde electrones 	<ul style="list-style-type: none"> * pierde oxígeno * gana hidrógenos * gana electrones

Es importante resaltar que en cualquiera de estos casos, la transferencia se lleva a cabo entre dos especies; una que gana y otra que pierde partículas, de tal manera que siempre que se presenta una oxidación hay una reducción y viceversa. Nunca se tiene un proceso sin el otro.

De los elementos existentes en la naturaleza, muchos de ellos poseen al menos dos estados de oxidación. Entre éstos se tienen elementos tanto de las familias representativas como de los electos de transición.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

Familiarizarse con los procesos de oxido-reducción a nivel de reacciones efectuadas en el laboratorio, observar los cambios producidos en la soluciones en las que se encuentran los átomos o iones que sufren cambios de oxidación y con base en ello explicar lo que sucede en el seno de la reacción.

Llevar a cabo una titulación de óxido-reducción.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

15 tubos de ensayo	Permanganato de potasio
1 gradilla	cromato de potasio
1 pinzas para tubo	yodato de potasio
1 mechero	yoduro de potasio
1 pipeta graduada de 10 mL	molibdato de sodio
1 pipeta volumétrica de 10ML	dicromato de potasio
1 bureta	peróxido de hidrogeno
1 Pinza doble para bureta y soporte	sulfato ferroso
1 jeringa de 20 mL	limadura de zinc
4 matraces Erlenmeyer de 50mL	Sol. 0.01M permanganato de potasio
4 vasos de precipitado de 400mL	Sol. 0.002 M bisulfito de sodio
Fuente de corriente alterna	Ácido clorhídrico diluido 1 M
	Ácido sulfúrico 1M
	Hidróxido de sodio 1 M
	Benzaldehido
	Etanol
	Agua destilada
	Solución de 1 M glucosa
	Solución de 1 M de KI
	Solución de 1 M de ácido acético
	Agua de mar

Procedimiento

A. REACCIONES REDOX

Coloque en distintos tubos de ensayo 0.1g de cada uno los reactivos sólidos (a excepción del zinc). Etiquételos y anote en la tabla I el aspecto físico y color de cada uno de ellos.

Agregue a todos los tubos de ensayo aproximadamente 2mL de agua destilada y agite cuidadosamente, observe detenidamente las soluciones formadas y anota tus observaciones en la **tabla I**.

Al tubo que contienen la solución de yodato de potasio agréguele 5 gotas de ácido sulfúrico diluido y adiciónale la solución de yoduro de potasio. ¿Qué ha ocurrido?.

En un tubo de ensayo limpio coloque 4 gotas de la solución de permanganato de potasio 0.01M, agréguele 2 gotas de ácido sulfúrico 1M, agite cuidadosamente y añádale la solución de sulfato ferroso que preparó en el punto 1.

A la solución de cromato de potasio agréguele 10 gotas de ácido sulfúrico 1M y una pequeña cantidad de limaduras de zinc.

A la solución de molibdato de sodio añádale 10 gotas de ácido sulfúrico 1M y unas cuantas limaduras de zinc. Observe cómo cambia la coloración de la solución conforme se desprende el gas. Adiciónale más zinc conforme vea que se deja de producir el gas.

En un tubo de ensayo limpio coloque 5 gotas de permanganato de potasio 0.01M y 3 gotas de ácido sulfúrico 1M, agréguele 1mL de agua oxigenada (peróxido de hidrógeno). Anote tus observaciones y saque conclusiones.

A la solución de sulfato cúprico agréguele y una pequeña cantidad de limaduras de zinc.

En un tubo de ensayo limpio coloque 1mL de etanol y agréguele 5 gotas de permanganato de potasio 0.01M Anote tus observaciones y saque conclusiones.

En un tubo de ensayo limpio coloque 1mL de benzaldehído y agréguele 5 gotas de permanganato de potasio 0.01 M . Anote tus observaciones y saque conclusiones.

Escriba en la **tabla II** la ecuación que represente, cada una de las reacciones efectuadas experimentalmente y balancee por el método redox.

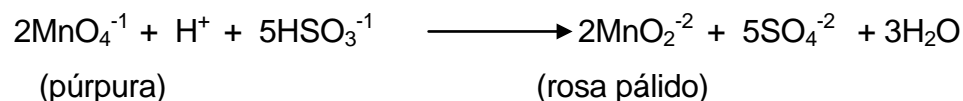
B. TITULACIÓN REDOX DEL MANGANESO⁴

Usando una pipeta volumétrica, coloque 10mL de solución 0.01M de KMnO_4 en cada uno de cuatro matraces de 50mL, etiquételos con las letras A_1 , A_2 y N_1 , N_2 , para hacer las titulaciones ácida y neutra por duplicado.

⁴ Manual de Química General a Microescala. Universidad Iberoamericana. México 2000

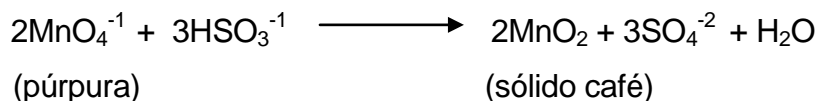
- **Titulación de la solución ácida:** Prepare la bureta con solución de NaHSO_3 0.02M. A los matraces etiquetados con la letra A añádales 10 mL de ácido sulfúrico 1M y titule con la solución de bisulfito de sodio añadiéndolo gota a gota hasta que el color púrpura de la solución de permanganato de potasio 0.01M desaparezca y la solución adquiera una coloración rosa pálido. Anote en los resultados (Tabla III) la cantidad de bisulfito utilizado y repita el procedimiento.

La reacción que se efectúa es la siguiente:



- **Titulación de la solución neutral:** Recargue la bureta con solución de bisulfito de sodio 0.02 M y titule la solución de permanganato contenida en el matraz etiquetado con la letra N, añada la solución gota a gota hasta el punto de vire en el que el color púrpura desaparezca por la formación de un sólido café de MnO_2 . Registre en la tabla III la cantidad de NaHSO_3 utilizada. Repita el procedimiento anterior con el otro matraz N.

La reacción que se efectúa es la siguiente:



C. ELECTROLISIS

Coloque en un vaso de precipitados de 100mL agua destilada e introduzca los electrodos de un circuito eléctrico, que puede ser una pila de seis voltios o una fuente de corriente alterna, al que se le ha adaptado un foco. Haga pasar la corriente eléctrica y observe lo que sucede. Anote los resultados en la tabla IV.

Etiquete cuatro vasos de precipitados de 100mL y llénelos con las soluciones: de glucosa; KI; ácido acético y agua de mar. Repita el procedimiento anterior y observe detenidamente si hay las transformaciones que tienen lugar en los electrodos. Anote sus observaciones en la tabla IV.

Resultados y Cálculos

Tabla I

COMPUESTO	FÓRMULA	No. OXIDACIÓN	ASPECTO FÍSICO	COLOR DE SOLUCIÓN
permanganato de potasio				
cromato de potasio				
yoduro de potasio				
yodato de potasio				
molibdato de sodio				
sulfato cúprico				
sulfato ferroso				

Tabla II

Reacción	Ecuación balanceada	Observaciones
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		

Tabla III

	Vol. KMnO ₄	Vol. NaHSO ₃	Reacción redox balanceada
A ₁			
A ₂			
N ₁			
N ₂			

Tabla IV

	Agua destilada	Sol. glucosa	Sol. KI	Sol. Ác. acético	Agua de mar
Conduce					
Observaciones					
Electrolito					

PRODUCTOS

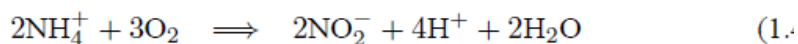
- **Reporte escrito. Se deberá incluir el análisis de los datos cuantitativos para su discusión**
- **Resolver el siguiente cuestionario:**
 - 1.- De todos los reactivos utilizados enliste los agentes oxidantes y los agentes reductores.
 - 2.- El peróxido de hidrógeno, H₂O₂, puede actuar ya sea como agente oxidante o como agente reductor. Cuando actúa como oxidante, ¿qué productos se forman?, ¿qué productos se forman cuando actúa como reductor?
 - 3.- La fotosíntesis anoxigénica es aquella que se realiza sin la producción de oxígeno. Muchas bacterias llevan a cabo este tipo de fotosíntesis, utilizando compuestos del azufre en lugar de agua como donador de electrones. La reacción redox que se lleva a cabo es la siguiente:



Determine, ¿cuál es la sustancia que se oxida y cuál la que se reduce? ¿Cuál átomo se oxida y cuál se reduce?

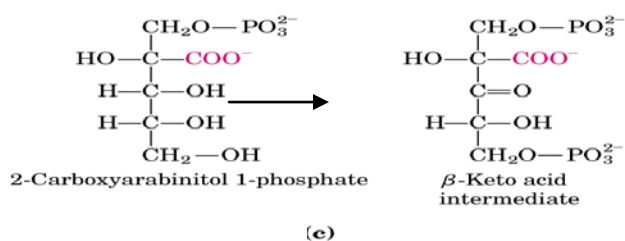
4. La mayor parte del nitrógeno orgánico fijado en el océano es devuelta en forma de nitrato mediante procesos de remineralización. Esto ocurre en tres pasos distintos: *amonificación*, *oxidación de amoníaco*, y *oxidación de nitrito*, donde los últimos dos procesos en conjunto son conocidos como *nitrificación* y los realizan las bacterias quimiosintéticas llamada *nitrificantes*.

Estas bacterias obtienen su energía de las siguientes reacciones redox:



Determine, para cada una de las reacciones, ¿cuál es la sustancia que se oxida y cuál la que se reduce? ¿Cuál átomo se oxida y cuál se reduce?

5. Determine si las siguientes reacciones orgánicas son redox. Identificando, en cada caso, la sustancia que se oxida y la que se reduce.



$$\Delta G'^{\circ} = 0 \text{ kJ/mol}$$

6. En los procesos bioquímicos las reacciones redox se llevan a cabo gracias a procesos catalizados por enzimas (oxidoreductasas), que requieren de coenzimas muy específicas. Investigue cuáles son estas coenzimas y cuáles son sus formas oxidadas y reducidas.

Estrategias de Aprendizaje	Estrategias de Evaluación
Realización de varias reacciones de óxido reducción, con cambios observables en las propiedades.	Representación gráfica de las reacciones efectuadas, indicando cambios en los estados de oxidación. Identificación de agentes oxidantes y reductores.
Determinación experimental de una	Desarrollo del protocolo

<i>valoración por óxido-reducción, diferenciando cuando la reacción se lleva a cabo en medio ácido y en medio básico.</i>	<i>experimental y con los resultados calcular la molaridad de la solución de permanganato de potasio de concentración desconocida.</i>
<i>Realización de la electrólisis de diferentes soluciones.</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental y con los resultados diferenciar entre las soluciones de no electrolitos y electrolitos, fuertes y débiles.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica con apartados y formato según se especifican en el anexo de este manual. Adicionalmente, se evaluarán redacción, ortografía y limpieza del documento.</i>

REFERENCIAS:

- Brown, L. Th. Le May, E. Y B. E. Bursten. 1991. **Química. La Ciencia Central**. Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. México. 1159 pp.
- Morris, J. 1993. **Fisicoquímica para Biólogos**. Reverté. México. 389 pp
- Lehninger, A , D. Nelson y M. Cox. 1993. **Principios de Bioquímica**. Ed. Omega S.A. Barcelona .1013 pp.
- Russell J. B. y A. Larena A. 1992. **Química**. Mac. Graw Hill. México. 980 p

PRÁCTICA DE CAMPO.

MEDICIÓN DE PARÁMETROS FISCOQUÍMICOS DEL AGUA DE MAR

INTRODUCCIÓN

El estudio de las propiedades fisicoquímicas del agua de mar, tales como salinidad, temperatura, oxígeno disuelto, pH, etc.; son de gran importancia para el conocimiento de los factores ambientales que afectan a los organismos marinos, así como el aprovechamiento de los recursos marinos (Gross, 1971).

La salinidad es la cantidad de gramos de sales disueltas que contiene un kilogramo de agua de mar, la cual está estrechamente relacionada con otros parámetros fisicoquímicos como el pH, la cantidad de oxígeno y la temperatura, así mismo con la distribución y funcionamiento de los organismos (Peredo, 1984; Riley y Chester, 1989). En la Bahía de la Paz la salinidad promedio es de 36.37‰ ($\pm 0.65\%$), siendo mayor la concentración hacia el interior. (Álvarez-Borrego *et. al*; 1975; Álvarez-Arellano *et. al*, 1997).

Las radiaciones energéticas emitidas por el sol, son el principal aporte calorífico al océano; el agua de mar posee un calor específico mayor al de otras sustancias, por lo cual actúa como un moderador de clima (Gross, 1971; Álvarez-Borrego *et. al*; 1975.). En la Ensenada de la Paz la temperatura promedio es de 18°C, aumentando de norte a sur (De la Cruz-Agüero, 1997).

El oxígeno gas altamente activo vital para todos los organismos marinos, muestra una relación inversa con la temperatura, debido a que su concentración disminuye de norte a sur conforme aumenta la temperatura (De la Larza, 1991).

El agua oceánica es generalmente alcalina, presentando un valor promedio de pH entre 7.5 a 8.4, en relación a la proporción de iones hidrógeno (H^+) y oxhidrilos (OH^-), dicha proporción tiene relación con la temperatura inversamente, la salinidad, la presión y actividad vital de los organismos marinos (Peredo, 1984; Riley y Chester, 1989).

Las fluctuaciones de los parámetros fisicoquímicos anteriores, están determinados por una influencia del Golfo de California así como las corrientes, las surgencias, los contraflujos, y las mareas; las cuales en su conjunto se manifiestan

en fluctuaciones estacionales y espaciales de dichos parámetros (Gómez y Vélez, 1982; De la Larza, 1991).

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

Determinar los parámetros fisicoquímicos del agua de mar en la playa, en un ciclo de 24 horas.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRÁCTICA

Material y reactivos

pHímetro Agua destilada

Salinómetro

Oxímetro

Termómetro de botella

Procedimiento

Realice un ciclo de 24 hrs de determinación de los parámetros fisicoquímicos de agua de mar en San Juan de la Costa, B. C. S. Para ello se tomarán medidas de pH, temperatura, salinidad y oxígeno disuelto, haciendo uso de los instrumentos correspondientes.

Los integrantes del grupo formarán equipos de por los menos tres personas, los equipos se turnarán las horas de muestreo hasta completar las 24 horas. Cada uno de los integrantes del equipo tendrá que determinar las cuatro variables, con objeto de sacar la media de los datos. Éstos deberán anotarse en la bitácora (tabla I).

Resultados y Cálculos

Tabla I.- Bitácora de los parámetros fisicoquímicos del agua de mar

Hora	Fecha	Anotador	Salinidad ‰	Temperatura °C	Oxígeno disuelto ml/L	pH
12:00 PM						

3:00 PM						
6:00 PM						
9:00 PM						
12:00 AM						
3:00 AM						
6:00 AM						
9:00 AM						
12:00 PM						

Con los datos obtenidos se calcularán las medias de tendencia central y de dispersión y se graficarán los resultados.

PRODUCTOS

- **Reporte escrito.** Se entregará un reporte integral por cada equipo de trabajo. Se deberán incluir los datos tanto cuantitativos como cualitativos de todas las disciplinas trabajadas en el campo.

<i>Estrategias de Aprendizaje</i>	<i>Estrategias de Evaluación</i>
<i>Realización del trabajo experimental en campo, relacionando todas las disciplinas.</i>	<i>Desarrollo del protocolo experimental y con los resultados obtenidos hacer las pruebas estadísticas correspondientes.</i>
<i>Finalización y entrega del reporte de práctica.</i>	<i>Reporte de práctica en un formato de reporte de trabajo de investigación.</i>

REFERENCIAS:

- Álvarez-Arellano A.; H. Rojas-Soriano; J. Prieto-Mendoza; 1997. Geología De La Bahía de la Paz y Áreas Adyacentes; en Urbán-Ramírez J., y M. Ramírez-Rodríguez (eds); **La Bahía de La Paz, Investigación y Conservación**. UABCS-CICIMAR-SCRIPPS, pp 13-29.
- Álvarez-Borrego S., L. A. Galindo-Bect y A. C. Barragán. 1975. Características fisicoquímicas superficiales en Bahía San Quintín, en verano, otoño e invierno. **Ciencias Marinas**. 2(2):1-9.
- De la Larza E. G. 1991. **Oceanografía de Mares Mexicanos**. AGT editor. México. 569pp.
- Gómez J. y H. Vélez. 1982. **Variaciones Estacionales de Temperatura y Salinidad de la Región Costera de la Corriente de California**. C. M. editores. México. 235pp.
- Gross M. G. 1971. **Oceanografía**. Labor. España. 170pp.
- Peredo J. I. 1984. **Apuntes para el Curso de Oceanografía I**. México. 178pp.
- Riley J. P. y R. Chester. 1989. **Introducción a la Química Marina**. AGT editor. México D. F. 459pp.

Apéndice 1

CONSTANTES FUNDAMENTALES⁵

<i>Aceleración de la gravedad</i>	$g = 980.665 \text{ cm s}^{-2}$
<i>Constante de los gases</i>	$R = 0.082054 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $= 8.3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $= 8.3144 \times 10^{-7} \text{ erg K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $= 1.9872 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
<i>Constante de Boltzmann</i>	$K = 1.38044 \times 10^{-16} \text{ erg K}^{-1}$
<i>Constante de Planck</i>	$h = 6.6252 \times 10^{-27} \text{ erg s}$ $= 1.58346 \times 10^{-37} \text{ Kcal s}$
<i>Constante de Faraday</i>	$F = 23040 \text{ cal volt}^{-1}$ $= 96400 \text{ J volt}^{-1}$
<i>Carga eléctrica</i>	$e = 4.80286 \times 10^{-10} \text{ ues}$
<i>Número de Avogadro</i>	$N_o = 6.02252 \times 10^{23}$
<i>Velocidad de la luz</i>	$c = 299,703 \text{ Km s}^{-1}$

Apéndice 2

TEMPERATURA DE EBULLICIÓN NORMAL Y CALOR DE VAPORIZACIÓN DE ALGUNOS LÍQUIDOS⁶

LÍQUIDO	TEMPERATURA DE EBULLICIÓN °C	CALOR DE VAPORIZACIÓN cal/g
Acetato de etilo	77.15	102.05
Acetona	56.1	124.52
Agua	100	539.66
Alcohol etílico	78.3	204.35
Alcohol metílico	64.7	262.90
Benceno	80.2	94.36
Cloroformo	61.5	59.03
Eter etílico	34.6	83.89
Tetracloruro de carbono	76.75	46.44
Tolueno	109.6	86.57

⁵ Datos tomados de: Vázquez, D. R. 2001. **Termodinámica Biológica**. AGT Editor, S.A. México.

⁶ Datos tomados de: Urquiza M. 1969. **Experimentos de Fisicoquímica**. Limusa-Wiley . México.

Apéndice 3

PROPIEDADES FÍSICAS DEL AGUA⁷

<i>Temperatura °C</i>	<i>Densidad g/mL</i>	<i>Viscosidad mpoises</i>	<i>Presión de vapor mmHg</i>
0	0.99987	17.938	4.579
5	0.99999		6.543
10	0.99973	13.097	9.209
15	0.99913		12.788
20	0.99823	10.087	17.535
21	0.99802		18.650
22	0.99780		19.827
23	0.99756		21.068
24	0.99732		22.377
25	0.99707		23.756
30	0.99567	8.004	31.824
35	0.99406		42.175
40	0.99224	6.536	55.324
45	0.99025		71.880
50	0.98807	5.492	92.510
60	0.98324	4.699	149.38
70	0.97781	4.071	233.70
75	0.97489		289.10
80	0.97183	3.570	355.10
85	0.96865		433.60
90	0.96534	3.166	525.76
95	0.96192		760.00
100	0.95838	2.839	

Apéndice 4

CONSTANTES CRIOSCÓPICAS Y EBULLOSCÓPICAS⁸

<i>Sustancia</i>	<i>Cte. crioscópica K_c °C kg mol⁻¹</i>	<i>Cte. Ebulloscópica K_b °C kg mol⁻¹</i>
Agua	1.86	0.52
Ácido acético	3.90	3.07
Alcanfor	40	
Benceno	5.12	2.53
Alcohol terbutílico	8.3	
Tetracloruro de carbono	30	4.95
Fenol	7.27	3.04

⁷ Ibidem

⁸ Datos tomados de: Atkins.P.W. 1991. **Fisicoquímica**. Addison-Wesley Iberoamericana. México.

Apéndice 5

Índices de refracción para las mezclas acetona – cloroformo a 25°C⁹

Índice de refracción	X CHCl ₃	Índice de refracción	X CHCl ₃
1.3562	0	1.4000	0.4755
1.3590	0.0275	1.4020	0.4980
1.3600	0.0380	1.4040	0.5200
1.3610	0.0485	1.4050	0.5200
1.3620	0.0590	1.4060	0.5420
1.3630	0.0700	1.4070	0.5530
1.3640	0.0810	1.4080	0.5645
1.3650	0.0920	1.4090	0.5760
1.3660	0.1030	1.4100	0.5875
1.3680	0.1250	1.4120	0.6105
1.3690	0.1360	1.4130	0.6225
1.3700	0.1470	1.4140	0.6340
1.3710	0.1580	1.4150	0.6455
1.3720	0.1690	1.4160	0.6575
1.3730	0.1800	1.4170	0.6690
1.3740	0.1910	1.4180	0.6810
1.3750	0.2000	1.4190	0.6930
1.3760	0.2130	1.4200	0.7050
1.3770	0.2240	1.4210	0.7170
1.3780	0.2350	1.4220	0.7285
1.3790	0.2460	1.4230	0.7410
1.3800	0.2565	1.4240	0.7530
1.3810	0.2670	1.4250	0.7650
1.3820	0.2780	1.4260	0.7770
1.3830	0.2885	1.4270	0.7895
1.3840	0.2995	1.4280	0.8020
1.3850	0.3100	1.4290	0.8140
1.3860	0.3205	1.4300	0.8285
1.3870	0.3315	1.4310	0.8390
1.3880	0.3425	1.4320	0.8545
1.3890	0.3530	1.4330	0.8640
1.3900	0.3640	1.4340	0.8770
1.3910	0.3750	1.4350	0.8900
1.3920	0.3860	1.4360	0.9035
1.3930	0.3975	1.4370	0.9165
1.3940	0.4085	1.4380	0.9300
1.3950	0.4200	1.4390	0.9435
1.3960	0.4310	1.4400	0.9575
1.3970	0.4425	1.4410	0.9720
1.3880	0.4535	1.4420	0.9855
1.3890	0.4645	1.4430	1.0000

⁹ Datos tomados de: Castañeda G. y T. Morán. 2001. **Taller Práctico de Físicoquímica en Microescala**. UIA. México.

Apéndice 6

TOXICIDAD DE ALGUNAS SUSTANCIAS UTILIZADAS EN EL LABORATORIO

Sustancia	Características	Precauciones
Hidróxido de amonio	Nocivo Irrita los ojos, la piel y las vías respiratorias	Evitar contacto con la piel. Evitar inhalación de vapores.
Ácido clorhídrico	Corrosivo. Provoca quemaduras. Irrita las vías respiratorias	Evitar el contacto con la piel, ojos y ropa. No inhalar los vapores.
Ácido sulfúrico	Corrosivo. Provoca graves quemaduras.	Evitar el contacto con la piel, ojos y ropa. No inhalar Nunca verter agua sobre él.
Hidróxido de sodio	Corrosivo. Provoca graves quemaduras	Evitar el contacto con la piel, ojos y ropa. No inhalar los vapores. Protegerse los ojos y la cara.
Cromato y dicromato de potasio	Irritante. Posibilidad de sensibilización por contacto con la piel.	Evitar el contacto con ojos y piel. No inhalar.
Cloroformo	Nocivo por inhalación. Inflamable.	No inhalar los vapores. Evitar contacto con ojos y piel. No exponerse al fuego.
Yodo	Nocivo.	Evitar el contacto con la piel, ojos y ropa. No inhalar los vapores
Fluoruro de sodio	Muy tóxico por inhalación, contacto con la piel e ingestión.	Evitar el contacto con la piel, ojos y ropa. No inhalar los vapores.

Apéndice 7**UNIDADES LEGALES DE MEDIDA**

Unidades básicas SI

Magnitud	Nombre de unidad	Símbolo
Longitud	metro	M
Masa	kilogramo	Kg
Tiempo	segundo	S
Intensidad de corriente eléctrica	ampere	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	Mol
Intensidad luminosa	candela	Cd

Unidades suplementarias (SI)

Magnitud	Nombre	Símbolo	Expresión en unidades SI básicas
Angulo plano	radián	rad	$m \cdot m^{-1}$
Angulo sólido	estereoradián	sr	$m^2 \cdot m^{-2}$

Unidades derivadas (SI)

Magnitud	Nombre de unidad	Símbolo
Superficie	metro cuadrado	m^2
Volumen	metro cúbico	m^3
Velocidad	metro por segundo	$m \cdot s^{-1}$
Aceleración	metro por segundo cuadrado	$m \cdot s^{-2}$
Número de ondas	metro inverso	m^{-1}
Densidad	kilogramo por metro cúbico	$kg \cdot m^{-3}$
Caudal volumétrico	metro cúbico por segundo	$m^3 \cdot s^{-1}$
Caudal másico	kilogramo por segundo	$kg \cdot s^{-1}$
Velocidad angular	radián por segundo	$rad \cdot s^{-1}$
Aceleración angular	radián por segundo cuadrado	$rad \cdot s^{-2}$

Unidades derivadas con nombre y símbolo propio (SI)

Magnitud	Nombre	Símbolo	Expresión en otras unidades
Frecuencia	hertz	Hz	s^{-1}
Fuerza	newton	N	$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
Presión	pascal	Pa	$N \cdot m^{-2}$
Energía	joule	J	$N \cdot m$
Potencia	watt	W	$J \cdot s^{-1}$
Carga eléctrica	coulomb	C	$A \cdot s$
Potencial eléctrico	volt	V	$W \cdot A^{-1}$
Resistencia eléctrica	ohm	Ω	$V \cdot A^{-1}$
Conductancia eléctrica	siemens	S	$A \cdot V^{-1}$
Capacidad eléctrica	farad	F	$C \cdot V^{-1}$

Flujo magnético	weber	Wb	$V \cdot s$
Inducción magnética	tesla	T	$Wb \cdot m^{-2}$
Coefficiente de autoinducción	henry	H	$Wb \cdot A^{-1}$
Flujo luminoso	lumen	lm	$cd \cdot sr$
Iluminancia	lux	lx	$cd \cdot sr \cdot m^{-2}$
Actividad radiactiva	becquerel	Bq	s^{-1}
Dosis radiactiva absorbida	gray	Gy	$m^2 \cdot s^{-2}$
Dosis radiactiva equivalente	sievert	Sv	$J \cdot kg \cdot s^{-1}$

Unidades derivadas de las anteriores (SI)

Magnitud	Nombre de unidad	Símbolo
Viscosidad dinámica	pascal segundo	$Pa \cdot s$
Entropía	joule por kelvin	$J \cdot K^{-1}$
Conductividad térmica	watt por metro y kelvin	$W \cdot m^{-1} \cdot K^{-1}$
Intensidad de campo eléctrico	volt por metro	$V \cdot m^{-1}$
Intensidad radiante	watt por estereoradián	$W \cdot sr^{-1}$

Unidades especiales

Magnitud	Nombre de unidad	Símbolo
Longitud	ångstron	Å
Volumen	litro	l y también L
Masa	tonelada	T
Masa	unidad de masa atómica	U
Presión	bar	Bar
Presión	milímetro de mercurio	mm Hg
Angulo plano	vuelta	No tiene
Angulo plano	grado sexagesimal	°
Angulo plano	minuto sexagesimal	'
Angulo plano	segundo sexagesimal	''
Tiempo	minuto	Min
Tiempo	hora	H
Tiempo	sía	D
Unidad de cuenta	euro	€

Múltiplos y divisores (SI)

Factor	Prefijo	Símbolo
10^{24}	yotta	Y
10^{21}	zetta	Z
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	K
10^2	hecto	H
10^1	deca	Da
10^{-1}	deci	D
10^{-2}	centi	C
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yacto	y

Nombres especiales para grandes números

	Español	Inglés británico	Inglés USA
10^6	millón	million	Million
10^9	millardo	milliard	Billion
10^{12}	billón	billion	Trillion
10^{15}	-	billiard	Quadrillion
10^{18}	trillón	trillion	Quintillion

Apéndice 8**ALFABETO GRIEGO**

Mayúsculas	Minúsculas	Nombre
A	α	Alfa
B	β	Beta
Γ	γ	Gamma
Δ	δ	Delta
E	ε	Épsilon
Z	ζ	Seta o Zeta
H	η	Eta
Θ	θ	Zeta o Theta
I	ι	Iota
K	κ	Kappa o Cappa
Λ	λ	Lambda
M	μ	My
N	ν	Ny
Ξ	ξ	Xi
O	ο	Ómicron
Π	π	Pi
P	ρ	Ro o Rho
Σ	σ, ς	Sigma
T	τ	Tau
Υ	υ	Ípsilon
Φ	φ	Fi o Phi
X	χ	Ji
Ψ	ψ	Psi
Ω	ω	Omega

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

Formato de Reporte de Prácticas

CARACTERÍSTICAS TIPOGRÁFICAS

Arial, 12 puntos, mayúsculas y minúsculas, interlineado 1.5 y márgenes 2.5 cm izquierda y el resto 2 cm

PORTADA

Nombre de la institución, el área y departamento, la carrera, la materia a la que pertenece el trabajo, el título de la práctica y el número de la misma; nombre completo del autor(es) y la fecha de entrega del documento. La portada tendrá que ir en la parte superior de la primera hoja, centrada y en negritas (tipo artículo científico)

INTRODUCCIÓN

Deberá contener la información necesaria para adentrarse en el tema de la investigación realizada (bosquejo), evitando incluir aspectos no relacionados con los objetivos del trabajo. Su extensión no debe de sobrepasar las dos cuartillas.

OBJETIVO GENERAL

Se reproduce el objetivo general fijado en la práctica.

OBJETIVOS ESPECÍFICOS

El alumno establece los objetivos específicos de acuerdo a la práctica y estos deben ser claros y breves.

MATERIAL Y MÉTODOS

Se describirán de manera clara y explícita (indicando las técnicas y material utilizado) los pasos que se siguieron durante la realización de las prácticas del laboratorio, sin mencionar el número de sesiones que requirió. La redacción de la metodología debe ser en prosa (no un listado de actividades) de tal forma que cualquier lector pueda repetir los pasos seguidos. Los verbos usados estarán en forma impersonal, en tiempo pasado. Ejemplo: se realizó un desprendimiento...; se describió...; se analizó...., etc.

RESULTADOS

En esta parte se describirán los principales logros obtenidos en la práctica. Estos deben ser concordantes con los objetivos generales y específicos y deberán hacer referencia a figuras y tablas. Las figuras llevarán el título a pie de figura. Las tablas

llevarán el título como encabezado. Todas deberán ir centradas y numeradas en arábigo. En los resultados no se ponen citas.

DISCUSIÓN Y CONCLUSIONES

Cuando así sea determinado por el docente, este apartado se incluirá en el reporte. Se interpretarán los resultados contrastándolos con los antecedentes. Se establece el punto de vista personal o grupal. Es necesario que la discusión esté apoyada en referencias actualizadas. Las conclusiones se expresarán en la parte final, mediante enunciados, en sentido afirmativo y sugerencias para trabajos posteriores.

REFERENCIAS

La lista de referencias deberá ordenarse alfabéticamente; si hay varios artículos del mismo autor, los más antiguos aparecen primero.

Ejemplos:

Libro:

Zar JH, 1996. Biostatistical analysis. 3ª ed. Prentice Hall, Nueva Jersey. 662 p.

Capítulo de libro:

Woodwick KH, 1977. Lecithotrophic larval development in *Boccardia proboscidea* Hartman. En: Reish DJ y Fauchald K(eds.), Essays on the polychaetous annelids in memory of Dr. Olga Hartman. Allan Hancock Foundation, Los Angeles, p. 347-371.

Tesis:

Navarro-Fernández E, 2000. Distribución de primates (Cebidae) en Campeche, México: un análisis para su conservación. Tesis de Maestría, ECOSUR, Chetumal. 48 p.

Artículo en revista especializada:

Simon JL, 1967. Reproduction and larval development of *Spio setosa* (Spionidae, Polychaeta). Bulletin of Marine Science 17: 398-431.

Bjorndal KA, Bolten AB, Chaloupka MY, 2000. Green turtle somatic growth model: Evidence for density dependence. Ecological Applications 10(1): 269–282.

Referencia de Internet

IUCN, 2007. IUCN red list of threatened species. Consultado 1 de mayo 2007. www.iucnredlist.org

NOTA:

Se hará referencia a las citas en los apartados de: Introducción, Material y Métodos, Discusión y Conclusiones. Una forma para hacer referencia a las citas es la siguiente:

Los eventos de especiación en ambientes marinos se relacionan con la especialización trófica (Hoelzel, 1998).

Para las referencias en el texto, especifique:

El apellido del autor (sin iniciales), coma y el año (Sánchez, 1993).

Si hay dos autores, mencione a ambos (ejemplo: Sánchez y Vázquez, 1993).

Si hay tres autores o más, use et al. (Sánchez et al., 1993).

Las referencias en el texto deberán ordenarse cronológicamente.

PROPUESTA DE PONDERACIÓN DE LOS APARTADOS DEL REPORTE:

1. Introducción	20%
2. Metodología	10%
3. Resultados	30%
4. Discusión	30%
5. Bibliografía	10%