



Licenciatura en Biología

Manual de Prácticas

Laboratorio de FISICOQUIMICA

Elaboró	Fecha
MASS. MARIA DEL ROSARIO BADILLO BASTIDA Dr. JORGE ALBERTO LUGO DE LA FUENTE.	05/01/2018 Modificación: 28/01/19

Fecha de aprobación

H. Consejos Académico y de Gobierno





INDICE

Presentación del curso	1
Reglamento de los laboratorios de docencia de biología y biotecnología	2
Medidas de seguridad básicas a cumplir por el usuario (alumno, personal docente y técnico laboratorista) de los laboratorios de docencia de biología y biotecnología.....	7
Construcción de un manómetro y tubo J	8
Ley de Charles y Gay-Lussac	11
Ley de Boyle.....	14
Estado termodinámico	17
Abatimiento del Punto crioscópico.....	22
Objetivo	22
Determinar el descenso de la temperatura de cristalización de un disolvente puro por efecto de la disolución de un soluto.	22
Propiedades de la membrana eritrocitaria y efecto osmótico	24
Preparación de soluciones buffer y valoración e Identificación por medio de su pka.	27
Cinética química	32
Factores que afectan la velocidad de una reacción.....	36
Calor molar	40
Resultados.....	42
Cronograma de actividades semestrales de laboratorio	43



Presentación del curso.

Este material didáctico es una herramienta para el estudiante, con el fin de apoyar en la comprensión de los temas de la unidad de aprendizaje de Físicoquímica que se imparte en segundo semestre de la Licenciatura de Biología.

El manual está constituido por once prácticas donde el estudiante: conocerá, identificará y analizará por medio de experimentos los sucesos teóricos a través de la experimentación donde analizará cada etapa; adquiriendo un aprendizaje que pueda ser la base para tomar experiencia en el Laboratorio y poder aplicarlo en otras unidades de aprendizaje.



Reglamento de los laboratorios de docencia de biología y biotecnología

INTRODUCCIÓN

Los **Sistemas de Gestión de la Calidad (SGC)** son un conjunto de normas y estándares internacionales que se interrelacionan entre sí para hacer cumplir los requisitos de calidad que una organización requiere para satisfacer las exigencias acordadas con sus clientes o usuarios a través de una mejora continua, de una manera ordenada y sistemática. Los Sistemas de Gestión de la Calidad son normados bajo un organismo internacional no gubernamental conocido como ISO (International Organization for Standardization).

El SGC de Nuestra Institución se basa en la norma ISO 9001:2008 y está constituido actualmente por 162 procesos que en conjunto valoran la capacidad de cumplir con las demandas de sus usuarios. En la Facultad de Ciencias se gestan algunos de dichos procesos, como el de los “Laboratorios de Biología y Biotecnología”, los cuales sin lugar a dudas contribuyen de manera significativa al desarrollo eficiente y eficaz de nuestro espacio académico. El proceso “Laboratorios de Biología y Biotecnología” consta actualmente de un procedimiento que es aplicado por los Titulares de las Coordinaciones de Docencia de ambas Licenciaturas, el (la) Jefe (a) del Laboratorio(s), Técnico (s) laboratorista(s) y es observado por docentes, alumnos y encargados de mantenimiento. El servicio al usuario de los Laboratorios de Docencia de Biología y de Biotecnología tiene como propósito **“Establecer los lineamientos para apoyar técnicamente a los docentes de las unidades de aprendizaje de las Licenciaturas en Biología y en Biotecnología para el desarrollo eficiente y oportuno de las prácticas de Laboratorio en la Facultad de Ciencias de la Universidad Autónoma del Estado de México (UAEM)”**, además de **coadyuvar a los estudiantes y docentes que lleven a cabo un proyecto de investigación, servicio social y tesis de Licenciatura o Posgrado**”. Un elemento trascendental que propicia la regulación en la operación de los Laboratorios de Docencia, es un Reglamento, y es la razón de la emisión del presente documento y así garantizar: el mantenimiento de la infraestructura que presta servicio a la educación; fomentar la generación de conocimientos, técnicas y métodos en materia de Biología y Biotecnología; además de concientizar la importancia de la seguridad en el Laboratorio.

Disposiciones generales:

1. Los laboratorios son para uso exclusivo de actividades académicas de alumnos y personal docente adscritos a la Facultad de Ciencias. Cuando los laboratorios sean solicitados para apoyo a instituciones externas, se hará por medio de un oficio y con el previo pago de la cuota autorizada por las Autoridades de la Facultad de Ciencias. Deberá notificarse a la Coordinación Docente y Jefe (a) de Laboratorios con un mes de anticipación para la coordinación de actividades en las instalaciones de los Laboratorios.
2. Son autoridades y responsables de las actividades en los laboratorios: Los Titulares de la Coordinación Docente de las Licenciaturas en Biología y en Biotecnología, El (la) Jefe (a) de Laboratorio(s), el Docente de la asignatura de la sesión práctica y Técnico(s) Laboratorista(s).
3. El uso de los laboratorios será en los horarios establecidos para cada una de las Unidades de Aprendizaje.
4. Cada sesión práctica debe iniciar y terminar de acuerdo con los horarios establecidos para cada Unidad de Aprendizaje a fin de no perjudicar el horario destinado a otras Unidades de Aprendizaje.
5. En caso de que una práctica no sea terminada, se concluirá en horarios que no perjudiquen otras Unidades



de Aprendizaje, bajo previo acuerdo de los responsables.

6. El material, para el desarrollo de cada sesión práctica deberá solicitarse al Técnico Laboratorista (quien previamente lo ha preparado) en los primeros 15 minutos de iniciada la sesión.

7. El préstamo de material a profesores y alumnos se hará únicamente por medio de vales y presentando la credencial vigente de la Facultad de Ciencias.

8. Los materiales para prácticas de campo sólo se prestarán cuando se trate de prácticas académicas oficiales y el vale respectivo deberá tener el Vo. Bo. Del profesor responsable de la misma. Asimismo, el profesor responsable deberá enviar una copia digital de la constancia de salida académica aprobada por los H.H. Consejos al Técnico Laboratorista, para que este último pueda preparar con tiempo el material solicitado

9. La inscripción de los alumnos a cada semestre se condicionará al no adeudo de material de laboratorio.

10. Queda prohibido consumir alimentos, bebidas, fumar, jugar y tirar basura en los lugares no indicados para ello.

11. La sustracción no autorizada de material y daños a las instalaciones de laboratorio por un uso inadecuado se sancionará de acuerdo a lo establecido en el Reglamento de Facultades y Escuelas Profesionales, y demás ordenamientos aplicables.

12. En caso de ruptura o maltrato de material y equipo solicitado, los integrantes del equipo de trabajo son responsables en reponer el material en un término no mayor de 30 días. En caso contrario, el profesor impedirá el acceso a las sesiones prácticas de laboratorio.

13. El uso de las instalaciones del Laboratorio y sus implementos será prioritario para actividades de docencia.

14. En todo momento imperará respeto, educación y armonía entre Profesores, Técnico(s) Laboratorista(s) y Alumnos.

15. En caso de contingencia o simulacro, antes de evacuar el laboratorio, cerrar la llave del gas y salir de forma ordenada siguiendo en todo momento las instrucciones que haya impartido el Profesor o Técnico Laboratorista responsable.

16. Localizar al iniciar la sesión de prácticas los diferentes equipos de emergencia y seguridad en el laboratorio: I) duchas y lavaojos, II) extintores, III) mantas ignífugas, IV) botiquín, V) absorbente para derrames, VI) salida de emergencia y, VII) recipiente para el vidrio roto.

17. Mantener los pasillos despejados.

18. En todo momento, los usuarios de los Laboratorios deben planear y coordinar sus sesiones experimentales a fin de desarrollar actividades de manera eficaz y eficiente.

Responsabilidades del (a) Jefe (a) de Laboratorios:

1. Solicitar al Subdirector Administrativo listado de materiales, reactivos y equipos a adquirir para el desarrollo de prácticas.

2. Procesar semestralmente la información derivada de encuestas de satisfacción del usuario. Entregar al Director, con copia al Titular de la Subdirección Académica y los Titulares de la Coordinación Docente de la Licenciatura en Biología y en Biotecnología, el informe correspondiente.

3. Autorizar préstamos de instrumental menor de laboratorio o equipo en apoyo a desarrollo de actividades de investigación u otras actividades académicas realizadas por el personal Docente de la Facultad de Ciencias.

4. Revisar que el botiquín cuente con lo mínimo necesario. Avisar a la autoridad competente la falta de los mismos.

Responsabilidades del profesor:

1. Verificar la existencia de material y equipos para el desarrollo de las prácticas

2. Entregar en el periodo intersemestral al Jefe de Laboratorio(s), el listado de reactivos y material a emplear para programación de prácticas.

3. Desarrollar las prácticas los días y horas señaladas por el horario establecido, estrictamente bajo su dirección presencial.

4. Presentarse con puntualidad en cada sesión práctica, tomar asistencia a los alumnos en los primeros 15 minutos, posterior a dicho tiempo, negar la entrada a los estudiantes a la sesión práctica.



5. Organizar a los alumnos por equipo para la realización de las prácticas por unidad de aprendizaje de acuerdo al material existente e indicar al Técnico Laboratorista el número de equipos de trabajo formados para la preparación oportuna del material correspondiente. Se deben formar como máximo 6 equipos de trabajo para permitir una adecuada distribución de estudiantes en las 6 mesas de trabajo con las que se cuenta en cada Laboratorio.
6. Utilizar bata de laboratorio durante todas las sesiones prácticas.
7. Asesorar y vigilar el desarrollo de la práctica desde su inicio hasta su término.
8. Vigilar el buen uso y manejo de material y/o equipo solicitado. En la primera sesión de laboratorio enseñar a los alumnos el manejo y operación adecuada de los instrumentos y equipos de laboratorio con los que se trabajará en el semestre.
9. Responsabilizarse del uso y manejo del equipo de laboratorio en los trabajos semestrales y otras actividades académicas.
10. Indicar a los alumnos la ubicación de los contenedores de residuos disponibles en el laboratorio para su empleo al término de su práctica, así como vigilar el manejo adecuado de los desechos.
11. Verificar que el laboratorio esté en orden y limpio al inicio y al término de la práctica.
12. Entregar de manera obligatoria, durante el período intersemestral y hasta la segunda semana vigente de ciclo escolar, el manual de prácticas correspondiente; éste debe incluir de manera fidedigna la cantidad de materiales a emplear por equipo de trabajo (número de vasos de precipitados, número de espátulas, etc.). En caso de aún no haber entregado el manual de prácticas, proporcionar al Técnico Laboratorista vía e-mail el formato de práctica con una anticipación de por lo menos 3 días de la fecha de práctica; el formato de práctica a desarrollar deberá incluir la lista de reactivos y materiales a utilizar.
13. Verificar que los alumnos cumplan las responsabilidades indicadas en el presente Reglamento.
14. Permanecer durante el desarrollo de todas las sesiones experimentales (prácticas de unidades de aprendizaje, servicio social, proyecto de investigación o de tesis). para la vigilancia del cumplimiento del presente reglamento así como asesorar y vigilar los procedimientos que sustentan el logro de objetivos de las sesiones prácticas.
15. Cerciorar que al final del ciclo escolar, todo el material que los estudiantes hayan utilizado para incubar o resguardar muestras en las instalaciones del laboratorio, sea esterilizado, lavado y entregado limpio y en buen estado al técnico laboratorista(s). En caso contrario, éste será considerado un adeudado para el alumno.
16. Aplicar encuestas de satisfacción del usuario a alumnos y para sí mismos en las dos últimas semanas de ciclo escolar para apoyar en la obtención de datos sobre el desempeño de actividades del Laboratorio.
17. Permanecer en el Laboratorio durante todo el desarrollo de la sesión experimental.

Responsabilidades del Técnico Laboratorista:

1. Tener en orden los inventarios, el equipo, material, reactivos, equipo de campo, catálogo de hojas de seguridad de los reactivos, manuales del equipo e instalaciones del laboratorio a su cargo.
2. Mantener en buen estado el material y equipo, a su vez, actualizar el inventario cada semestre y dar informe al Jefe de los Laboratorios, con copia al Subdirector Administrativo por semestre:
 - A. Equipo que llega a formar parte del Laboratorio.
 - B. Equipo en mal estado.
 - C. Equipo y material que se ha dañado.
 - D. Material que se ha agotado.
 - E. Material de uso cotidiano requerido
 - F. Fechas de mantenimiento de equipos
3. Recibir, resguardar y etiquetar los reactivos con número de claves según código único universitario y clave de toxicidad.
4. Preparar en tiempo y forma el material solicitado previamente por el Profesor para la realización de la práctica y salidas académicas.
5. Informar al Profesor responsable de la sesión práctica, si se cuenta con lo necesario para la realización de la misma.
6. Proporcionar con puntualidad a los alumnos, durante los primeros 15 minutos de la práctica, los materiales y equipos para el desarrollo de la misma.



7. Apoyar al profesor, en caso que lo requiera, en la realización de la práctica.
8. Dar aviso en forma inmediata al Jefe de Laboratorios, con copia al Subdirector Administrativo de cualquier anomalía en el desarrollo de las prácticas.
9. Verificar la limpieza y funcionamiento del equipo que se proporciona a los alumnos y Profesores al entregarlo y recibirlo.
10. Llevar el control de préstamo de material y/o equipo de trabajos semestral por alumno y Laboratorio.
11. Llevar el control de consumo de reactivos por semestre.
12. Solicitar y elaborar requisiciones de reactivos y componentes electrónicos en forma conjunta con el Jefe de Laboratorio(s).
13. Verificar y entregar el material solicitado por el profesor.
14. Llevar bitácora de residuos generados en cada sesión práctica con el apoyo del profesor responsable.
15. Vigilar el buen uso y aprovechamiento de los reactivos.
16. No permitir el acceso sin vigilancia a los alumnos al almacén de reactivos, material y equipo de laboratorio.
17. Proporcionar al Profesor las encuestas de satisfacción del usuario en las dos últimas semanas del ciclo escolar.
18. Permanecer en el laboratorio durante todo el desarrollo de la sesión experimental. La realización de otras actividades propias de sus responsabilidades (recepción de materiales y reactivos, entrega de requisiciones, entrega de informe, resguardo de residuos y trámites administrativos) les permitirá ausentarse del laboratorio, siempre y cuando el Profesor responsable no requiera de su presencia. Para ello, deberá de avisar con anticipación al profesor de posibles ausencias para su conocimiento. En caso de no asistir a la Facultad, deberá coordinarse con otro Técnico Laboratorista para que apoye en la realización de prácticas.
19. Contribuir con la planeación de los horarios de prácticas.
20. Permitir el uso del laboratorio cuando se encuentre disponible, siempre y cuando el estudiante cumpla con sus obligaciones.

Responsabilidades del alumno:

1. Desarrollar las prácticas en el día y horas establecidas para cada Unidad de Aprendizaje.
2. Presentarse a la práctica puntualmente; después de 15 minutos ya no podrán ingresar a realizar la práctica.
3. Usar obligatoriamente bata limpia durante toda la sesión práctica; ésta debe de usarse únicamente en el laboratorio (no debe de estar puesta al momento de salir del laboratorio).
4. Guardar y respetar las normas de seguridad para realizar las actividades programadas en la sesión práctica.
5. Presentar su credencial actualizada (UAEM o INE) al solicitar material para salidas académicas, proyectos de investigación, servicio social, unidades de aprendizaje individualizadas o trabajos experimentales de tesis (de lo contrario no se le prestará material o reactivos). Llenar completamente la solicitud de préstamo y entrega de material.
6. Reponer en un lapso no mayor de 30 días, el material y/o equipo roto, maltratado o perdido. En caso contrario, se condicionará el préstamo subsecuente. Asimismo, será responsabilidad del alumno tener copia digital asociada al adeudo.
7. Emplear los primeros 15 minutos de la sesión práctica para solicitar su material.
8. Guardar buena conducta durante su permanencia en el laboratorio. Queda estrictamente prohibido consumir alimentos, bebidas, fumar, jugar o tirar basura en los lugares no indicados para ello.
9. No ingresar sin supervisión al almacén de reactivos, material y equipo.
10. Limpiar el área de trabajo (incluye mesa, tarja, material y equipo de laboratorio utilizado).
11. Verificar conexiones y voltajes para el uso de equipo, por seguridad de los aparatos y de él mismo.
12. Utilizar en forma adecuada los contenedores para desechos (sustancias y biológicos) en forma responsable.
13. Etiquetar todo material que requiera el almacenamiento y uso de refrigerador, estufa y/o estantes. En caso contrario se desechará en el transcurso y al fin de semestre. Éste material al no ser entregado al Técnico Laboratorista, será considerado como adeudo.
14. Dejar limpios y en buen estado, los microscopios utilizados, además del darles un uso adecuado. Los objetivos oculares y componentes ópticos deben ser limpiados únicamente con papel seda. NOTA: PARA



EVITAR EL RAYADO DE LAS LENTES NO DEBEN LIMPIARSE CON PAPEL HIGIÉNICO, ALGODÓN, BATA DE LABORATORIO U OTRO MATERIAL.

15. Para el uso de laboratorio en días no laborables, presentar un *memorandum* al Técnico Laboratorista expedido por la Dirección de la Facultad, especificando los nombres de las personas que van a trabajar y el material que ocuparán. El *memorandum* deberá portar el Vo. Bo. del profesor responsable del alumno en vista de que reconoce al alumno como calificado y apto para trabajar.

16. Adquirir el material complementario necesario para la realización de la sesión práctica.

17. Portar en cada sesión práctica el material necesario para la limpieza de su área de trabajo así como el asociado a la seguridad personal (franela, cerillos, fibra, toalla de manos, guantes de nitrilo, guantes estériles, guantes de nitrilo, cubrebocas, lentes de seguridad, cofia, toallitas desinfectantes y jabón). Estos materiales serán revisados por el profesor al inicio del semestre.

18. Entregar limpio y completo el equipo de campo un lapso no mayor de 3 días hábiles después de finalizar la salida académica.

19. Lavarse las manos y quitarse la bata antes de salir del laboratorio.

20. Contestar encuestas de satisfacción del usuario a alumnos y para sí mismos en las dos últimas semanas de ciclo escolar para apoyar en la obtención de datos sobre el desempeño de actividades del Laboratorio.

Generalidades

1. Los casos no previstos se turnarán a la autoridad competente.



Medidas de seguridad básicas a cumplir por el usuario (alumno, personal docente y técnico laboratorista) de los laboratorios de docencia de biología y biotecnología.

1. El pelo largo debe llevarse recogido (Hombres y Mujeres); deben usarse zapatos cerrados; bata limpia y abotonada.
2. Las mochilas, abrigos, bolsos, etc., se dejarán en el lugar dispuesto para ello dentro del laboratorio.
3. Evitar el contacto de los productos químicos con la piel. No pipetear con la boca
4. Utiliza embudos y propipetas para trasvasar líquidos.
5. Si ocurre algún accidente, por pequeño que éste sea, se deberá de avisar al Profesor responsable.
6. Para detectar el olor de una sustancia, no debe colocar la cara directamente sobre el recipiente: utilizando la mano abierta como plantilla, es posible hacer llegar una pequeña cantidad de vapor hasta la nariz.
7. Los frascos de reactivos deben cerrarse inmediatamente después de su uso.
8. La preparación de disoluciones debe realizarse bajo agitación suave y controlada para evitar salpicaduras y/o quemaduras. Cuando las disoluciones preparadas requieran almacenamiento, es obligatorio identificarlas a través de incorporar datos específicos como: fecha de elaboración, quién preparó disolución, unidad de aprendizaje, Licenciatura, ciclo escolar lectivo, fecha de caducidad.
9. Los reactivos ácidos requieren su manipulación en la campana de extracción, siempre vertiéndolos sobre las paredes de un recipiente conteniendo agua.
10. Utilizar guantes de nitrilo y lentes de seguridad de manera obligatoria para la manipulación de reactivos corrosivos y aquellos que puedan ser absorbidos por la piel.
11. Antes de utilizar cualquier producto, fijarse en los pictogramas de seguridad de la etiqueta con el fin de tomar las medidas preventivas oportunas.
12. Cuando se caliente una sustancia en un tubo de ensayo, el extremo abierto no debe dirigirse a ninguna persona cercana a fin de evitar accidentes.
13. No desinfectar mesas de trabajo a través de la combustión de etanol.
14. Extremar las precauciones en el encendido de los mecheros, manteniendo estrictamente la flama encendida el tiempo necesario.
15. En principio, si no se tiene información fiable, se debe suponer que todos los productos químicos son tóxicos, y que todos los disolventes orgánicos son inflamables debiendo mantenerlos alejados de las flamas. El alumno y profesor deberán tener conocimiento de la toxicología de los reactivos con los que se trabajará, para actuar adecuadamente en caso de accidente.
16. Se debe mantener perfectamente limpio y seco el lugar donde se encuentre situado cualquier instrumento con contactos eléctricos.
17. Leer las instrucciones de uso de los equipos, materiales y reactivos de laboratorio.
18. Debe revisarse el material de vidrio para comprobar posibles fisuras, especialmente antes de su uso.
19. En los montajes de reflujo y destilación hay que añadir perlas de ebullición en frío. Cuidar montaje durante todo el proceso de reacción y destilación.
20. No conectar en las instalaciones de los laboratorios los equipos tecnológicos personales como celulares, tablets o laptops.



Practica N° 1

Construcción de un manómetro y tubo J

Objetivo El alumno planeará la construcción de un manómetro y tubo J.

Introducción

En 1643, Torricelli, discípulo de Galileo, construyó el primer barómetro, instrumento que sirve para medir la presión de la atmósfera. Uno de los procedimientos empleados por Torricelli que consistía en llenar un tubo de vidrio con mercurio e invertirlo en un recipiente con el mismo elemento.

Medición de las presiones de los gases.

Un manómetro es un tubo en forma de U lleno de líquido, que constituye un instrumento para medir pequeñas diferencias de presión. Un manómetro no es adecuado para medir grandes diferencias de presión. Uno de los instrumentos de medición que se usa para altas presiones tiene un fuelle metálico que se expande a medida que aumenta la presión.

El movimiento del fuelle se transmite a una aguja indicadora que señala la presión en una carátula.

Materiales por equipo

Tubo de vidrio de diámetro de 0.5 cm de diámetro 1 metro. (2mts).

Mechero bunsen

Papel milimétrico suficiente para forrar la tabla.

Tabla de madera 30cm de ancho por 45 cm de largo. Con base para sostenerse.

1 Tapón de hule para dihoradados y monohorado

Matraz de 500ml

Franela

Papel contac

Cerrillos o encendedor

Regla

Marcador negro.

Procedimiento

1.-Conseguir la tabla de madera con las dimensiones mencionadas y con base para que se encuentre fija, forrarla con papel milimétrico y después con papel contac.



2.-Tomar medidas con regla al tubo de vidrio marcarlo con un marcador donde se va ser el dobles con mechero a flama azul. Precaución: tomar el tubo de vidrio con la franela.



3.- Preparar el dispositivo para las prácticas consecutivas.



Resultados.

- 1.- Menciona los cuidados que debes de tener para el doblado de vidrio.
- 2.- ¿Cuáles son las dificultades que tuviste para la construcción del manómetro?

Cuestionario

- 1.- Dibuja un manómetro y un barómetro y menciona sus diferencias
- 2.- Menciona que tipos de manómetros existen en la actualidad.

Levine Ira N. (2004) *Físicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Físicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.

Raymond Chang (2000). *Físicoquímica*, 3ºed, McGraw Hill, 2000.



Practica N°2

Ley de Charles y Gay-Lussac

Objetivo El alumno demostrará que la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura mediante la aplicación del manómetro.

Introducción

Ley de Charles. Si la presión se mantiene constante, el volumen de una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Expresado matemáticamente. $V \propto T$

Es decir $V/T =$ una constante, o

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \text{ o } V_1/V_2 = T_1/T_2$$

Algunas veces se le asigna a Joseph Gay-Lussac y otras a Guillaume Amontons, quien relacionó la presión de un gas con su temperatura.

Ley de Gay-Lussac y Amontons. La presión de una cierta masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta cuando el volumen no varía. Expresado matemáticamente.

$$P \propto T$$

$P/T =$ una constante. Los enunciados equivalentes son:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \text{ ó } P_1/P_2 = T_1/T_2$$

Material por equipo

Baño María

Tripié

Tela de asbesto

Mechero

Soporte universal

Pinzas de tres dedos

Cinta adhesiva

Termómetro

Manguera látex

Tapones bihoradados

Cerillos/encendedor



Franela

Conexiones de vidrio

Reactivo

Mercurio 500g

Procedimiento

1.-Colocar mercurio en las dos ramas del manómetro hasta que la altura sea la misma, la presión del gas corresponderá a la presión atmosférica de la Ciudad de Toluca que tiene un valor de 565mm de Hg y corresponderá a la presión inicial del sistema.

2.-Instalar el dispositivo como muestra en la Imagen. N°1, tomando lectura inicial de la temperatura. A partir de ese momento se calienta lentamente hasta alcanzar un incremento de temperatura de cinco grados, se retira el mechero y se deja que las columnas de mercurio se estabilicen, leer simultáneamente la temperatura y la presión correspondiente.

3.-La presión manométrica estará dada por las diferencias de altura en las ramas de mercurio del manómetro, por lo que la presión se multiplicará por dos debido; a que lo sube en una rama de mercurio, es la cantidad que desciende en la otra. Se recomienda trabajar con incrementos de temperatura de 3 grados centígrados después de la primera determinación.

Esta operación se repite 10 veces en forma sucesiva de tal manera que se obtenga los valores correspondientes.

Resultados. Con los datos obtenidos llenar la siguiente tabla

TEMP (°C) del Sistema	Temp absoluta del Sistema (°K)	Presión manométricas (mmHg)	Presión absoluta (Patm+ Pman)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			

10			
----	--	--	--

Una vez llenada la tabla de resultado construya la gráfica correspondiente Presión vs Temperatura y con ella interprete y analice el objetivo de la práctica.



IMAGEN N° 1. SI LA ALTURA DE LA COLUMNA DE MERCURIO EN LAS DOS RAMAS ES LA MISMA, LA PRESION DEL AIRE EN LA CAMARA CORRESPONDE A LA PRESION ATMOSFERICA, QUE EN LA CIUDAD DE TOLUCA TIENE UN VALOR DE 565mm de Hg.

Cuestionario

1. ¿Bajo qué condiciones se cumple la ley de Charles Gay. Lussac?
2. ¿Qué variables implica la ley de Charles?
3. ¿A qué se le denomina presión absoluta?
4. ¿En qué fenómeno se basó Kelvin para adoptar una nueva escala de temperatura?
5. ¿A qué se le denomina temperatura absoluta?

Ebbing, D.D., *Química General*, McGraw-Hill, México, 1997.

Engel Thomas y Reid. *Introducción a la Fisicoquímica* Editorial Pearson Educación México 2007.

Levine Ira N. (2004) *Fisicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Fisicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.



Practica Nº 3

Ley de Boyle

Objetivo El alumno será capaz de comprobar la Ley de Boyle con el propósito de comprender el comportamiento de un gas a una temperatura constante.

Introducción

Si la temperatura permanece constante el volumen de una determinada masa de gas varía en forma inversamente proporcional a la presión.

$V \propto 1/P$.

Es decir, $PV = \text{constante}$. Expresado matemáticamente de manera equivalente.

$P_1V_1 = P_2V_2$ ó $V_1/V_2 = P_2/P_1$

Los símbolos V_1 y P_1 se refieren al volumen a la presión original, y V_2 y P_2 son el volumen y la presión de las condiciones modificadas o finales.

Material por equipo

Jeringa de 10 mL

Tubo J

Papel milimétrico

Franela

Tabla forrada (práctica anterior)

Reactivo

Mercurio 500g

Procedimiento

- 1.- Llenar la jeringa 4 ml con mercurio
- 2.- Agregar al tubo J. 1.5 ml de mercurio con el fin de equilibrar la presión al mismo nivel en los dos brazos del tubo J.
- 3.- Sujetar el tubo J a una tabla de madera usada en la práctica anterior que tenga graduación o sea papel milimétrico para tomar las lecturas correspondientes.
- 4.- Agregar 0.2 ml de mercurio, con una jeringa por el tubo J; por 10 veces procurar no hacer movimientos bruscos que alteren el sistema y tomar las lecturas correspondientes de las 10 mediciones.



Resultados

- 1.-Realizar una gráfica presión absoluta vs volumen.
- 2.-Realiza la interpretación y conclusión de la misma.

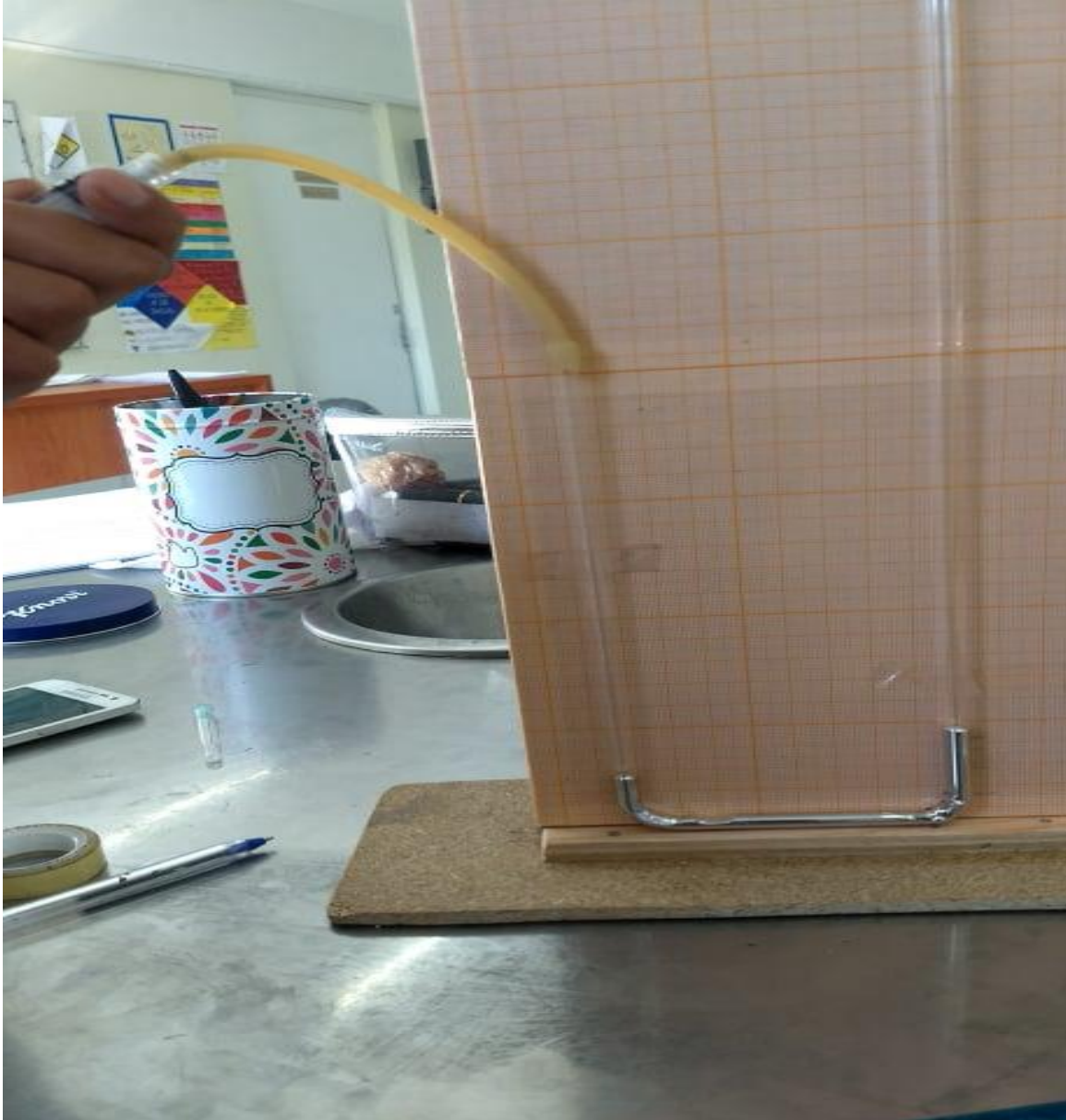
Cuestionario.

- 1.- ¿Qué fórmula aplicas para determinar el volumen en el tubo J?
- 2.- Investiga y explica. ¿Porque el mercurio es el metal idóneo para medir presión?
- 3.-Menciona 3 cuidados que debes tener para realizar la práctica.

Levine Ira N. (2004) *Físicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Físicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007,43p.

Raymond Chang (2000). *Físicoquímica*, 3ºed, McGraw Hill,2000.



Dispositivo para demostración de la Ley de Boyle.



Practica N ° 4

Estado termodinámico

Objetivo

Comprobar el estado termodinámico de un sistema cerrado, mediante una reacción ácido-base aplicando la ecuación de los gases ideales.

$$P V = n R T$$

La ecuación anterior, ecuación de comportamiento ideal de los gases, es importante en el estudio de los gases no involucrar los aspectos característicos de un gas en particular sino que es la generalización aplicable a todos los gases perfectos. En este experimento se obtiene una cantidad de gas (CO_2) colectando sobre agua y se mide su volumen, temperatura y presión así al sustituir los valores obtenidos en la ecuación anterior, se podrá calcular el número de moles.

Material por equipo

- 1 Termómetro
- 1 Pinzas para bureta
- 1 Soporte universal
- 2 vasos de precipitado, 150ml
- 1 Embudo de vidrio
- Vidrio de reloj
- 1 Agitador
- 1 Probeta 50ml
- 1 Pipeta 10ml
- 1 Balanza analítica
- 1 Espátula
- 1 Matraz Erlenmeyer
- 1 Perilla
- Hilo cáñamo
- 1 Bureta volumétrica
- 1 vaso de precipitado 1L



- 1 Conexión de vidrio
- 1 Tapón bihoradado
- 1 Tubo de ensaye pequeño.
- Franela
- Guantes de látex

Reactivo por grupo

- Carbonato de sodio 3.6 g
- Ácido clorhídrico 6ml
- Agua destilada

Procedimiento

- 1.- Montar el dispositivo como muestra en el esquema.
- 2.- Pesar aproximadamente 0.6 g de Carbonato de Sodio, añadirlo a un vaso de precipitado de 150ml, que contenga 50ml de agua destilada, agitar hasta disolución total, tomar 10.0 ml de esta solución y pasarla al Matraz Erlenmeyer.
- 3.- Medir 1 ml de ácido clorhídrico añadirlo a un vaso de precipitado de 150ml que contenga 20 ml de agua destilada, agitar hasta disolución total;
- 4.- Transferir 5ml de esta solución a un tubo de ensaye amarrado con un hilo
- 5.- Introducir el tubo de ensaye con mucho cuidado al matraz de tal manera que sea detenido con el hilo y ciérralo con un tapón de hule.
- 6.- Posteriormente inclina el tubo para permitir el contacto entre las dos soluciones.
- 7.- Mover el matraz para asegurar que la reacción se lleve completamente.
- 8.- La duración de la reacción será de 3 minutos máximo.
- 9.- Medir el volumen de dióxido de carbono obtenido, en la bureta. Por desplazamiento del agua, la presión que ejerce del gas y la temperatura.
- 10.- Repetir el experimento añadiendo un exceso de la solución de carbonato de sodio manteniendo la misma cantidad de solución de ácido clorhídrico.
- 11.- Por último con las cantidades indicadas en la primera o determinación de CO₂. **calentar la reacción.**

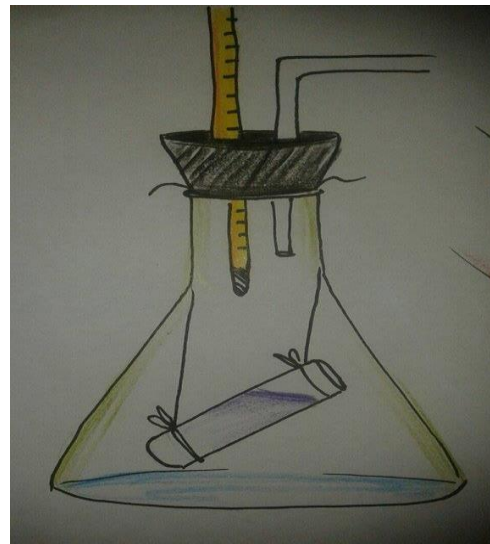
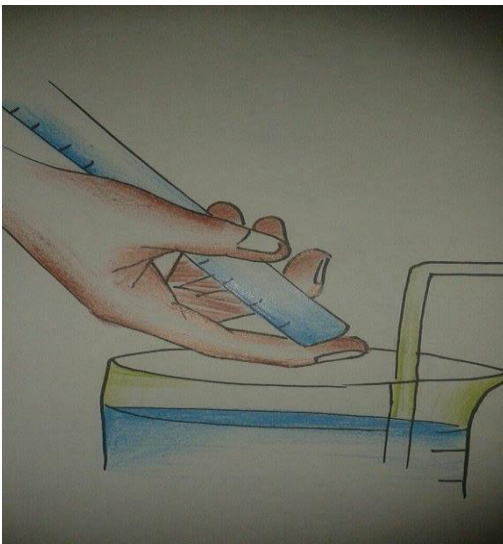


Datos experimentales

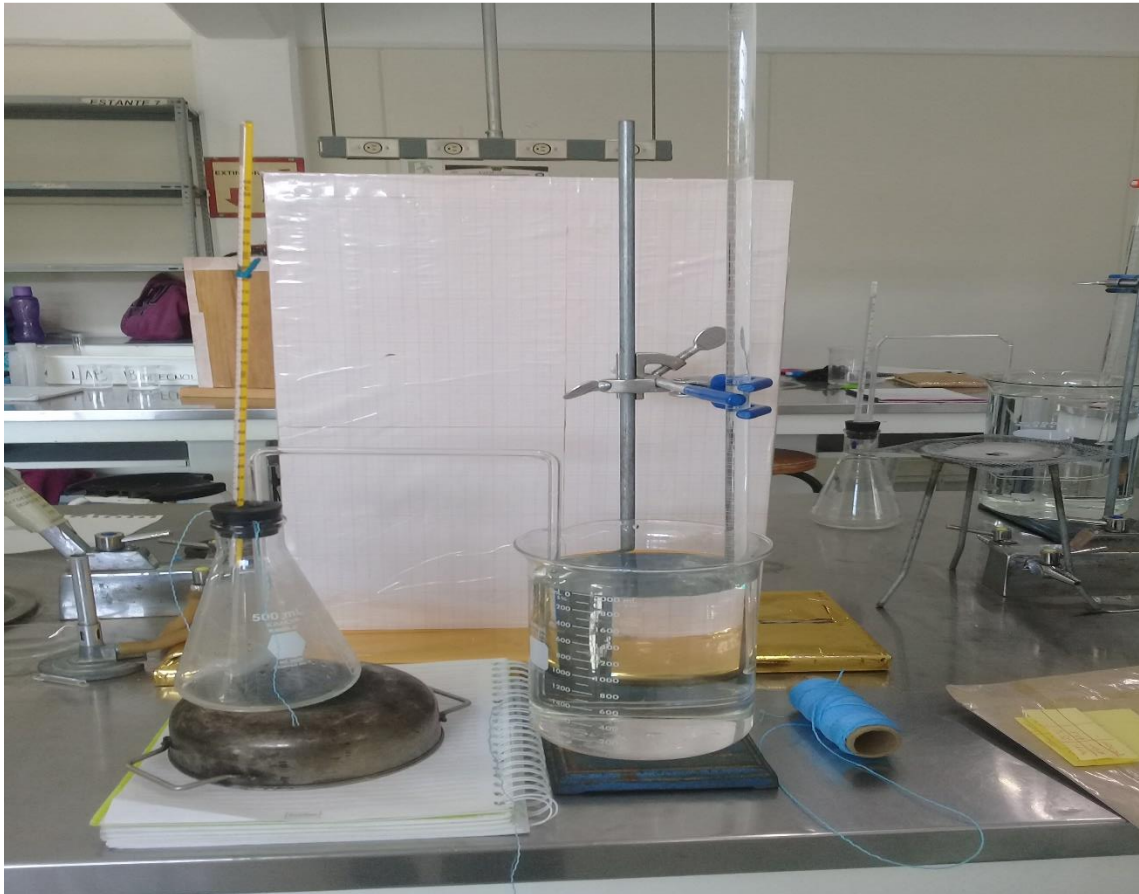
$$R = 0.082 \text{ L atm /mol K}$$

Resultados

PH ₂ O 20°C =17.5mmHg	TEMP K	VOL ml	P CO ₂ = Patm – PH ₂ O	n= PV/RT
I NORMAL				
II EXCESO DE Na ₂ CO ₃				
III CALENTAMIENTO				



Forma para montar dispositivo de estado termodinámico



Dispositivo para demostrar Estado Termodinámico.



Cuestionario

- 1.- ¿Qué efecto tendrá la temperatura en la cantidad de dióxido de carbono formado?
- 2.- ¿Si se añade un exceso de carbono de sodio manteniendo la misma cantidad de ácido clorhídrico que cantidad de bióxido de carbono se formara?
- 3.-Indique las posibles fuentes de error experimental.
- 4.-Si 0.6 g de carbonato de sodio son requeridos para este experimento. ¿Cuántos ml de ácido clorhídrico deberán añadirse para asegurarse que la reacción sea completa?
- 5.-Calcula el valor de la constante de los gases ideales usando los resultados experimentales.
- 6.- Con los datos obtenidos compare la cantidad de moles de CO₂ en cada una de los experimentos.
- 7.-Escriba la reacción que se lleva acabo. Compare la cantidad de CO₂ obtenido en el primer experimento con la cantidad calculada teóricamente.

Ebbing,D.D, *Química General*, McGraw-Hill, México,1997.

Engel Thomas y Reid. *Introducción a la Fisicoquímica* Editorial Pearson Educación México 2007.

Levine Ira N. (2004) *Fisicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Fisicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.



Practica N° 5

Abatimiento del Punto crioscópico

Objetivo

Determinar el descenso de la temperatura de cristalización de un disolvente puro por efecto de la disolución de un soluto.

Introducción

Propiedades coligativas de una solución dependen de la concentración de las partículas de soluto y no de su identidad, es decir depende del número de partículas del soluto en solución, más bien que de su composición química. Estas propiedades incluyen la disminución de la presión de vapor, la elevación en el punto de ebullición, abatimiento del punto de congelación y la presión osmótica.

Crioscopia. Método utilizado para determinar el peso molecular y eventualmente, el grado de disociación de una sustancia disuelta en un determinado disolvente. El método se basa en el hecho de que la adición de un soluto a un disolvente provoca un descenso del punto de congelación de éste y que tal descenso es proporcional a la cantidad de soluto que se añade.

Materiales por equipo

1Termómetro

1Vaso de pp de 500ml

1Vaso de pp de 200ml

1Agitador de vidrio

1Probeta graduada de 100ml

1Balanza digital

1Parrilla

Franela

Reactivos

Ácido acético 250ml

Benzoico 3 g

100g de sal común molida (alumnos)

Hielo en cubitos (grupo) una bolsa grande



1 rollo de Papel aluminio por (grupo)

Procedimiento

1.- Colocar 50ml de ácido acético en una vaso de 200ml, tape el vaso y por un orificio introduzca el termómetro caliente hasta 30° C.

2.-Determinar el punto de congelación del ácido acético. Puro enfriado en un vaso. En un baño de hielo y sal. El ácido acético deberá ser agitado con el agitador de manera continua. El punto de fusión será aquel donde la temperatura permanece constante durante **30 a 60 seg.**

NOTA: Puede ocurrir que después de los 30 segundos de temperatura constante éste continúe bajando, también puede suceder que la temperatura disminuya por debajo de su punto de fusión y después suba rápidamente y se mantenga constante en su punto de fusión.

3.- Colocar en otro vaso colocar 50 ml de ácido acético o en su caso utilizar el vaso anterior pero llevarlo a la temperatura de 30°C para posteriormente agregarle 0.5 g de ácido benzoico, la muestra no debe quedar adherida al vaso. Repita la misma operación efectuada en la determinación del punto de fusión del disolvente.

Resultados

Determine el punto crioscópico del ácido acético en el laboratorio y compare su resultado con la bibliografía, en base a eso analice y explique sus resultados obtenidos.

Cuestionario

- 1.- Investigar que es la constante crioscópica
- 2.-Menciona 2 ejemplos de membranas semipermeables
- 3.-Es adecuado el empleo de las propiedades coligativas para determinar pesos moleculares de solutos.
- 4.- Investigar aplicaciones del punto crioscópico

Brown L, Bursted M; *Química la ciencia central*, 12 ed, Pearson, México, 2014.
Chang R., *Fundamentos de Química*, 12 ed, edit. McGraw-Hill, México 2011.

Decoste Z, *Principios de química*, 7 ed, Lengage Learning, México 2012.



Practica N° 6

Propiedades de la membrana eritrocitaria y efecto osmótico

Objetivo El alumno comprobará algunas propiedades de la membrana biológica como lo es la permeabilidad selectiva, conozca la importancia del entorno para mantener la integridad de las mismas y evidencie experimentalmente el efecto osmótico.

Introducción

La vida como la conocemos hoy no existiría si no existieran las membranas. Estas estructuras definen el límite entre lo que se considera una célula y su entorno.

Las membranas son impermeables a la mayoría de los solutos polares y permeables a los solutos no polares, para el intercambio de la mayoría de los solutos polares existen mecanismos controlados que pueden implicar inversión de energía. La existencia de este tipo de membrana permite evidenciar una propiedad coligativa del solvente universal, el agua que se conoce como presión osmótica.

Las moléculas de agua tienden a moverse desde la región de alta concentración de agua hacia una de menor concentración. Cuando dos soluciones acuosas están separadas por una membrana semipermeable que permite el paso del agua pero no del soluto, el movimiento de las moléculas de agua desde una región más concentrada de agua hacia una de menor concentración de agua genera una presión conocida como presión osmótica.

El efecto de diferentes condiciones osmóticas sobre la célula. Si la célula se encuentra en una solución isotónica puede sobrevivir, no es así en condiciones hipertónicas, donde prácticamente se deshidrata, en condiciones hipotónicas, donde la presión osmótica causa lisis.

Material por equipo

5 Tubos de ensaye 13x100mm

6 Microscopios

1 Gradilla

Etiquetas o cinta adhesiva

Portaobjetos (4)

Cubreobjetos (4)

1 Bulbo y pipetas pasteur (6)

Franela

Papel parafilms



Reactivo

Cloruro de sodio al 2% 100ml

Solución isotónica 50ml

Agua destilada

Procedimiento

1.- Rotule cuatro tubos y añada las cantidades de agua y cloruro de sodio según el siguiente cuadro.

Tubo	ml de Agua	ml de Cloruro de sodio al 2%
1	10	0
2	7.5	2.5
3	5.5	4.5
4	3.5	6.5

2.-Agitar cada tubo y a cada uno agregue dos gotas de glóbulos rojos lavados

3.-Agite de nuevo y deje las muestras sedimentar por una hora.

4.-Observe el grado de hemólisis en los tubos, de acuerdo con la intensidad del color rojo del líquido sobrenadante.

5.- Observar al microscopio en 40x.

Resultados

1) Escriba los resultados obtenidos a nivel macro como microscópico

2) ¿Qué puede concluir de los resultados obtenidos?.

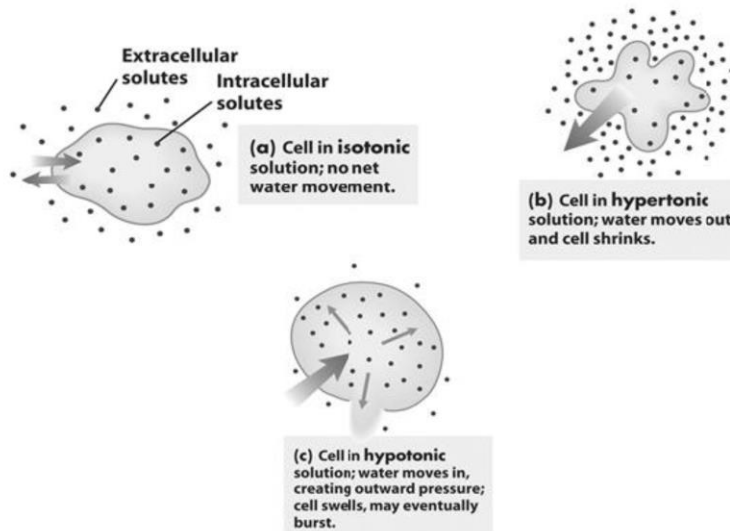


Imagen N°1. Célula eritrocitaria expuesta a diferentes tipos de soluciones.

Cuestionario

- 1.-Explique con sus propias palabras qué es una solución hipotónica, hipertónica, e isotónica.
- 2.-Averigua que condiciones osmóticas (isotónica o hipotónica) prevalece en ambiente naturales o fisiológicos. Explique.

Ebbing,D.D, *Química General*, McGraw-Hill, México,1997

Engel Thomas y Reid. *Introducción a la Fisicoquímica* Editorial Pearson Educación México 2007.

Levine Ira N. (2004) *Fisicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Fisicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.



Practica N° 7

Preparación de soluciones buffer y valoración e Identificación por medio de su pka.

Objetivo

El alumno calculará las cantidades exactas del ácido y su conjugado utilizando la ecuación de Henderson-H para la preparación de una solución Buffer e identificará sus pkas, por medio de su valoración.

Introducción

Muchas de las reacciones químicas que se producen en solución acuosa necesitan que el pH del sistema se mantenga constante, para evitar que ocurran otras reacciones no deseadas. Las soluciones "reguladoras" o Buffer son capaces de mantener de acidez o basicidad de un sistema dentro de un intervalo reducido de pH, por lo cual tienen múltiples aplicaciones, tanto en la industria como en los laboratorios.

Esta práctica de laboratorio tiene como propósito reforzar en el estudiante el concepto de lo que son soluciones buffer, además de ayudar, al alumno a familiarizarse con la resistencia que estas soluciones poseen en cuanto al pH.

Las soluciones buffers, son soluciones que resisten cambios de su pH. Estas soluciones mantienen constante el pH cuando se adicionan pequeñas cantidades de ácidos o bases. El control del pH es importante en numerosas reacciones químicas, en los sistemas biológicos y en muchas otras aplicaciones. El cambio del pH de la sangre en 0,5 unidades puede resultar fatal, pero la sangre es una solución buffer. El agua no es un buffer y la simple adición de una gota de HCl 1M a un litro de agua cambia el pH de 7,0 a 4,3. Así pues, un buen control del pH es esencial.

Una solución buffer debe contener un ácido débil y una sal de éste ácido; por ejemplo ácido acético/acetato de sodio, donde el CH_3COOH es el ácido y el ion CH_3COO^- es la base o una base débil y una sal de ésta base; por ejemplo amoníaco/cloruro de amonio, donde el NH_3 es la base y el ion NH_4^+ es el ácido. Las soluciones buffers trabajan removiendo los iones H^+ o los iones OH^- de la solución.

El sistema buffer más adecuado es aquel cuyo valor de pKa, esta lo más cerca posible del pH que se desea regular.

Material por equipo

- 1Potenciómetro
- 1Bureta volumétrica
- 1Pinzas para bureta
- 1Espátula
- 1Vidrio de reloj



1 Matrazes aforados de 50ml

1 Balanza digital

Franela

Reactivos

Ácido acético /acetato de sodio. Lo que solicite por equipo

Monofosfato de sodio/bifosfato de sodio. Lo que solicite por equipo

Procedimiento

1.- Preparar una solución buffer de fosfatos A partir de monofosfato de sodio (Na_2HPO_4) y Bifosfato de sodio (NaH_2PO_4)

2.- Preparar una solución buffer de acetatos a partir de acetato de sodio y ácido acético.

3.- Valorar las soluciones buffer y registre sus lecturas de pH vs ml gastados.

Resultados

1.- Construya su grafica obtenida de las lecturas obtenida de pH vs mililitro gastado del titulante e identifique los posibles pKas y punto de equivalencia de los buffer en estudio.

2.- Analice el comportamiento de buffer al ser titulado.

Cuestionario

1.- Investigue y compare las gráficas obtenidas con la bibliografía, analice y concluya.

2.- Mencione las funciones que tiene un buffer a nivel biológico

3.- Investigue y mencione todos los cuidados que se debe tener para preparar un buffer.

Levine Ira N. (2004) *Físicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Físicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.

Raymond Chang (2000). *Físicoquímica*, 3ª ed, McGraw Hill, 2000.



Practica N°8

Valoración de soluciones ácidas

Objetivo

Realizar una valoración ácido base para comprender el comportamiento de las sustancias dadoras y aceptores de protones.

Introducción

Valoración ácido-base Cuando se desea determinar la concentración de un ácido o una base en una disolución, éstos se hacen reaccionar con una base o un ácido patrón, respectivamente, cuya concentración es conocida con precisión. En el punto de equivalencia se produce un cambio brusco del pH, que se puede determinar empleando un indicador, o bien un pH-metro. Cuando la reacción se produce entre un ácido o una base fuertes, el pH correspondiente al punto de equivalencia será 7. Si un ácido débil se valora con una base fuerte, el pH del punto de equivalencia es mayor que 7 (hidrólisis del anión conjugado del ácido, que actuará como una base débil, aunque tanto más fuerte cuanto más débil sea el ácido). Por el contrario, si una base débil se valora con un ácido fuerte, el pH del punto de equivalencia es menor que 7.

Determinación del punto final.

Con un indicador ácido-base es, en general, un ácido débil o una base débil que presenta colores diferentes en su forma disociada y sin disociar. Los indicadores tienen un carácter más débil como ácido o como base que aquéllos que intervienen en la valoración, de modo que no reaccionan eficientemente con el agente valorante ni con el analito valorado hasta que el proceso de neutralización ha concluido. Una vez que se alcanza el punto de equivalencia, el indicador reacciona con el valorante en exceso alterando alguna propiedad física, en general el color, de la disolución. El punto final de la valoración debe ser el primer cambio neto de color detectable que permanezca durante al menos unos 30 segundos.

El empleo correcto de indicadores ácido-base requiere que el intervalo de viraje de color del indicador contenga el punto de equivalencia, de forma que éste y el punto final (aquél en el que se produce el cambio de color del indicador) coincidan lo más posible.

Seguimiento de la curva de valoración con pH-metro.

Cuando la valoración ácido-base se realiza con el pH-metro, se registran lecturas del pH con este instrumento en función del volumen de valorante añadido, y el punto final se obtiene en la representación gráfica de la primera de estas magnitudes, el pH, en función de la otra, el volumen de valorante. El punto final corresponde a la posición de mayor pendiente de la curva (casi vertical) al producirse el cambio brusco de pH que acompaña a la neutralización completa del analito.



Material por equipo

- 1 Bureta volumétrica
- 1Potenciómetro
- 1Varilla de vidrio o agitador
- 1Pipeta de10ml y perilla
- 1Pinzas para bureta
- 2 Vaso de 250ml
- 1Balanza digital
- 1Espátula
- 1Probeta de 50ml
- Regla (equipo)
- Papel milimétrico (equipo)
- Franela (equipo)
- Guantes de látex (alumnos)

Reactivos

- Ácido acético 0.1 N (500ml)
- Ácido clorhídrico 0.1N (500ml)
- Hidróxido de sodio 0.1N (500ml)
- Solución buffer 4,7 y 10

Procedimiento

- 1.-Colocar 50 ml de ácido acético en un vaso de 250ml.
- 2.-Medir el pH inicial con el potenciómetro.
- 3.-Añadir 1ml de la solución del NaOH al 0.1 N, mezclar perfectamente y medir nuevamente el pH
- 4.-Continuar añadiendo solución de la base en porciones de 1ml cada vez mezclando perfectamente y midiendo el pH. Después de cada adición hasta llegar a 100ml de la base.
- 5.-Repetir el paso 1al 4 pero ahora con ácido clorhídrico.



Resultado.

Construir una gráfica en papel milimétrico los valores de pH en las ordenadas y la cantidad en mililitros gastados de ácido en las abscisas

Identificar el la gráfica punto de equivalencia y p_{ka}s en caso de ácido acético

Cuestionario

- 1.- Investigue las teorías acido- base. Y compare.
- 2.- Investigue y compare las gráficas obtenidas con la bibliografía, analice y concluya.

Brown L, Bursted M; *Química la ciencia central*, 12 ed, Pearson, México, 2014.
Chang R., *Fundamentos de Química*, 12 ed, edit. McGraw-Hill, México 2011.

Decoste Z, *Principios de química*, 7 ed, Lengage Learning, México 2012.



Practica Nº 9

Cinética química

Objetivo

Definir cinética química a través de reacciones reloj.

Evaluar la influencia de la concentración de un reactivo y temperatura en la velocidad de reacción química, mediante la determinación del orden de reacción respecto al reactivo limitante.

Introducción

La cinética química estudia las velocidades y mecanismos por los cuales se realizan las reacciones reloj, son reacciones químicas que se producen de forma instantánea y permiten detectar visualmente el tiempo necesario para consumir una cantidad de uno de los reactivos de la reacción principal, el tiempo empleado en una reacción depende de la concentración de los reactivos, temperatura y catalizadores.

Mediante la reacción entre el sulfito de sodio y formaldehído se determinan experimentalmente los tiempos que tardan en desarrollarse la reacción alimentando diferentes volúmenes de reactivos (concentraciones), estos tiempos a su vez nos sirven para calcular los órdenes de reacción de acuerdo a los reactivos y el orden de reacción global. El tiempo de desarrollo en una reacción química está inversamente relacionado con su velocidad, es decir a mayor tiempo que tarde en reaccionar, menor su velocidad. Este es el caso que se enfoca la actividad, demostrar experimentalmente la influencia de las variaciones de la concentración de los reactivos para con su velocidad y la temperatura sobre la velocidad de una reacción química. La terminación de la reacción entre el sulfito de sodio y el formaldehído en un tiempo x da una coloración rosa, debido a la presencia de un indicador denominado fenolftaleína que aparece por la variación de pH de la mezcla, reaccionante e indicando que la reacción terminó, inmediatamente después de la coloración desaparece por la presencia de EDTA, que actúa como quelante del indicador.

Materiales por equipo

13 tubos de ensaye de 13x100mm

2 pipetas graduadas de 5 ó 10ml con perilla.

1 cronómetro

2 matraces aforados de 50ml y 25 ml.

1 Vidrio de reloj

1 Espátula

1 Balanza digital



1 Gradilla

Etiquetas para tubos

Reactivos

Fenolftaleína

Solución 1 de bisulfito: disolver en 750ml de agua destilada 36 g de bisulfito de sodio (NaHSO_3) Y 3.2 g de sulfito de sodio anhidro (Na_2SO_3). Anadir 7.4 g de sal Tetrasódica de ácido Etilendiaminotetracético (EDTA) y completar a 1000ml con agua destilada (realizar los cálculos para preparar 50ml de esta solución)

Solución 2. De formaldehido: medir 180ml de una solución al 30% de formaldehido acuoso y completar a 1000ml con agua destilada. (Realizar los cálculos necesarios para preparar 25ml de esta solución).

Agua destilada

Procedimiento

1.-Preparar de uno en uno cada tubo que se muestras en las tablas 1 y 2. Añadir primero la disolución de bisulfito (solución 1) y 5 gotas del indicador fenolftaleína, después el agua y finalmente la solución de formaldehido (solucion2).

2.-Agitar homogenizando completamente entre cada adición.

3.-Ya que se agregó lo indicado en la tabla 1 y 2 iniciar el conteo del tiempo. La reacción finaliza con la aparición de color rosado característico de la fenolftaleína.

Hacer cada corrida por duplicado.

Resultados

Con los datos obtenidos realice los cálculos necesarios para el llenado de las siguientes tablas.



Tabla 1. Volúmenes de reactivos, manteniendo la concentración de formaldehído constante.

No de tubo	Solución 1		agua	Solución 2		Tiempo (seg)
	Volumen (ml)	M(mol/L)	Volumen (ml)	Volumen (ml)	M(mol/L)	
1	0.50		8.25	25		
2	0.75		8.00	25		
3	1.25		7.50	25		
4	2.50		6.25	25		
5	3.75		5.00	25		
6	5.00		3.75	25		
7	6.25		2.50	25		

Tabla 2. Volúmenes de reactivos, manteniendo la concentración de bisulfito constante

No de tubo	Solución 1		agua	Solución 2		Tiempo (seg)
	Volumen (ml)	M(mol/L)	Volumen (ml)	Volumen (ml)	M(mol/L)	
8	2.5		7.00	0.50		
9	2.5		6.75	0.75		
10	2.5		6.50	1.00		
11	2.5		6.00	1.50		
12	2.5		5.50	2.00		
13	2.5		5.00	2.50		



Cuestionario

- 1.-Explicar el concepto de cinética química.
- 2.-Definir energía de activación
- 3.-Definir agente quelante
- 4.-Definir indicador, dar dos indicadores y los vires en pH básico y pH ácido.
- 5.-Aplicación de una reacción reloj en ingeniería farmacéutica ó biotecnología
- 6.- ¿Qué indica el orden de reacción?
- 7.- ¿Qué factores se tendrían que controlar para cubrir adecuadamente los objetivos?
- 8.- ¿Qué limitante tiene el método de velocidades iniciales?

Ebbing,D.D, *Química General*, McGraw-Hill, México,1997.

Engel Thomas y Reid. *Introducción a la Fisicoquímica* Editorial Pearson Educación México 2007.

Levine Ira N. (2004) *Físicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Fisicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.



Practica N° 10

Factores que afectan la velocidad de una reacción.

Objetivos

El alumno conocerá los principales factores que afectan la velocidad de una reacción química.

Determinar cómo se ve afectada una reacción química al modificar la concentración de los reactivos y la temperatura.

Introducción

Las reacciones químicas suceden como resultado de las colisiones entre las moléculas de los reactivos; por lo que es de esperar que la velocidad de una reacción sea directamente proporcional al número de colisiones moleculares por segundo. Por otro lado dicha velocidad de reacción dependerá de:

1. La naturaleza de los reactivos.
2. La concentración.
3. La temperatura.

El conocimiento de la velocidad de una reacción es importante entre otros para el diseño de fármacos, procesamiento de alimentos, control de la contaminación. Para ello se pone énfasis en el aceleramiento de la velocidad de la reacción involucrada para así mejorar su rendimiento.

Materiales por equipo

- 4 vasos de precipitados de 250ml
- 1Vaso de precipitado de 600ml
- 5 matraces Erlenmeyer de 250ml
- 1 matraz aforado de 250ml
- 1 matraz aforado de 100ml
- 1 matraz aforado de 50ml
- 1 pipeta graduada 10ml
- 1Mortero de porcelana
- 1Vidrio de reloj
- 1Probeta graduada de 100ml



1 Probeta graduada de 50ml

1 cronómetro

1 Parrilla

1 Termómetro

Franela (Equipo)

Guantes de látex

Reactivos

Agua destilada la necesaria para la práctica

Tiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 40g/L (realizar cálculos de gramo a usar y preparar por grupo)

Ácido clorhídrico HCl 2 M (preparar por grupo).

Procedimiento

Efecto de la concentración.

1. Tomar 50ml de tiosulfato de sodio 40gr/L (realizar cálculos necesarios) y se colocan en un matraz Erlenmeyer de 250ml.
2. Anadir 6 ml de HCl al 2M y al mismo tiempo, se pone en marcha el cronometro.
3. Agitar suavemente el matraz Erlenmeyer a intervalos regulares de tiempo y se coloca sobre un papel en el que se ha marcado una cruz con un lápiz.
4. Mirar la cruz marcada a través de la disolución y cuando se deje de ver se para el cronometro anotando el tiempo transcurrido de la reacción.
5. Repetir la experiencia tomando cantidades cada vez menores de tiosulfato de sodio y diluyendo, con agua destilada hasta completar la siguiente tabla.

Matraz	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 40gr/L (mL)	Agua destilada (mL)	HCl 2M (mL)
1	50	0	6
2	40	10	6
3	30	20	6
4	20	30	6
5	10	40	6

6. Registrar los datos obtenidos en la tabla correspondiente.



Efecto de la temperatura.

1. En esta segunda parte se trata de repetir la experiencia anterior sin modificar la concentración de los reactivos, solo variando la temperatura de la reacción.
2. Para ello antes de añadir el ácido clorhídrico hay que calentar la disolución de tiosulfato de sodio y agua destilada, a la temperatura aproximadamente de 20°C, 30°C, 40°C, 50°C y 60 °C.
3. Anotar las temperaturas a las que se realizaron las experiencias y el tiempo de reacción obtenido en cada una de ellas en la tabla correspondiente.

Matraz	Na ₂ S ₂ O ₃ 40gr/l (ml)	Agua destilada	Temperatura aproximada de calentamiento (°c)	HCl 2M (ml)
1	40	10	20	6
2	40	10	30	6
3	40	10	40	6
4	40	10	50	6
5	40	10	60	6

Resultados

Efecto de la concentración

Hacer los cálculos necesarios llenar la siguiente tabla.

Matraz	(Na ₂ S ₂ O ₃) Molaridad	Tiempo de reacción
1		
2		
3		
4		
5		



Efecto de la temperatura

A partir de los datos obtenidos llenar la siguiente tabla

Matraz	Temperatura de calentamiento (°C)	Tiempo de reacción

Cuestionario

1. Escriba la reacción que se lleva a cabo entre el tiosulfato de sodio y el ácido clorhídrico.
2. Represente gráficamente la variación de la concentración con el tiempo y anote sus conclusiones.
3. Explique basándose en la bibliografía el efecto que se produce al aumentar la concentración y la temperatura en una reacción química.
4. Construir una gráfica de tiempo contra temperatura donde T este en grado kelvin.

Ebbing, D.D., *Química General*, McGraw-Hill, México, 1997.

Engel Thomas y Reid. *Introducción a la Fisicoquímica* Editorial Pearson Educación México 2007.

Levine Ira N. (2004) *Fisicoquímica* vol 1 5ª edición, McGraw Hill 2004.

Maron Samuel H., Prutton Carl F; *Fundamentos de Fisicoquímica*. Limusa/ Noriega editores, 2007.



Practica N° 11

Calor molar

Objetivo Determinar la capacidad calorífica de una sustancia a presión constante utilizando ácido- base para elevar la temperatura y comprobar si un estado de equilibrio cambia absorbiendo calor.

Introducción

Al medir la cantidad de calor que se absorbe o se desprende en reacciones que tienen lugar en disolución acuosa. Para ello vamos a utilizar un calorímetro que es un vaso aislado térmicamente provisto de una tapadera a través de la cual se inserta un termómetro. La cantidad de calor asociada a las reacciones químicas y a los cambios físicos se establece midiendo los cambios de temperatura de la disolución.

La reacción de neutralización se producirá en un calorímetro, de forma que, si suponemos despreciables los intercambios energéticos entre el calorímetro y el exterior, las variaciones de temperatura que se producen dentro del calorímetro se deben al calor intercambiado por la reacción de neutralización.

Material por equipo

1 Calorímetros proporcionado lab.

1 Rollo de Papel aluminio por grupo

Cinta adhesiva equipo

Papel parafilms

1 Termómetro

Franela

1 Probeta 100ml

Reactivo

Hidróxido de sodio (1M) 1L

Ácido clorhídrico (1M) 1L



Procedimiento

- 1.-Pesar cada uno de los vasos
- 2.- Medir la temperatura del ácido como de la base inicial
- 3.-Agregar 15ml, 20ml, 25ml, 30ml, 40ml DE NaOH (1M), cada cantidad en vasos distintos.
- 4.-Tapar y pesar a cada uno
- 5.- Agregar a cada vaso HCl 1M la misma cantidad de NaOH contenida en cada vaso.
- 6.- Rápidamente tapar y medir la temperatura de cada uno y pesar cada uno.
- 7.- Registrar lecturas de temperatura y masas.

Vaso	1	2	3	4	5
Temp. 1 INICIAL					
Temp. 2 (MEZCLA)					
Masa vaso(g)					
Masa de la mezcla(g)					

Para calcular el cantidad de calor

$$Q=(Cp)(m)(\Delta T)$$

Cp=calor específico (cal/g K)

Q=calor absorbido (cal)

M =masa de la sustancia (g)

T= Variación de temperatura (K)





Resultados.

En base a las lecturas registradas de temperatura y masa, calcula el calor absorbido e interpreta tus resultados.

Cuestionario.

- 1.- Menciona los usos del calorímetro en la industria.
- 2.- Define capacidad calorífica y calor específico.
- 3.- ¿Cuáles son los cuidados que debes tener al realizar la práctica?

Brown L, Bursted M; *Química la ciencia central*, 12 ed, Pearson, México, 2014.

Chang R., *Fundamentos de Química*, 12 ed, edit. McGraw-Hill, México 2011.

Decoste Z, *Principios de química*, 7 ed, Lengage Learning, México 2012.



Cronograma de actividades semestrales de laboratorio

Nombre de la Unidad de Aprendizaje

FISICOQUIMICA

Nombre del Docente

MASS ROSARIO BADILLO BASTIDA

Semestre

2019A

Laboratorio

1

Grupo y Horario (Día y hora)

MARTES

Práctica		Sesiones por semana															
		(semana)															
No.	Nombre	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
	Presentación	5-2															
1	Construcción del manómetro y tubo J		12-2														
2	Ley de Charles y Gay Lussac			19-2													
3	Ley de Boyle				26-2												
4	Estado termodinámico					3-3											
5	Abatimiento del punto crioscópico						12-3	19-3									
6	Propiedades de la membrana eritrocitaria y presión osmótica								26-3								
7	Preparación y valoración de un buffer									2-4							
8	Valoración de una solución buffer										9-4						
9	Cinética química											16-4	23-4	30-4			
												“ “	“ “				



10	Factores que afectan la velocidad de reacción																	7-05		
11	Calor molar /EXAMEN																		14-05	21-5
	REVISION																		28-05	

CUADRO NARANJA CORRESPONDE AL DIA Y MES

La indicación “-“ denota que no habrá sesión experimental ya sea por salida académica o por día NO laborable, etc.