

editorial
fontamara

MANUAL DE
PRÁCTICAS DE

QUÍMICA

PARA INGENIERÍA

Coordinadora
María Teresa Maldonado Sada



VERDAD, BELLEZA, PROBIDAD

Manual de
prácticas de química
para ingeniería

Manual de prácticas de química para ingeniería / María Teresa Maldonado Sada coordinadora.—
Cd. Victoria, Tamaulipas : Universidad Autónoma de Tamaulipas ; Ciudad de México : Editorial
Fontamara , 2025.

192 págs. ; 17 x 23 cm.

Química y ciencias afines

LC: TP151 M3.6 2025

DEWEY: 540 PNRE

Universidad Autónoma de Tamaulipas
Matamoros SN, Zona Centro
Ciudad Victoria, Tamaulipas C.P. 87000
D. R. © 2025

Consejo de Publicaciones UAT
Centro Universitario Victoria
Centro de Gestión del Conocimiento. Segundo Piso
Ciudad Victoria, Tamaulipas, México. C.P. 87149
Tel. (52) 834 3181-800 • extensión: 2905
cpublicaciones@uat.edu.mx • www.uat.edu.mx • https://libros.uat.edu.mx/

Libro aprobado por el Consejo de Publicaciones UAT
ISBN UAT: 978-607-8888-77-1

Editorial Fontamara, S.A. de C.V.
Av. Hidalgo No. 47-B, Colonia Del Carmen
Alcaldía de Coyoacán, 04100, CDMX, México
Tels. 555659-7117 y 555659-7978
contacto@fontamara.com.mx • coedicion@fontamara.com.mx • www.fontamara.com.mx
ISBN Fontamara: 978-607-736-982-0

Se prohíbe la reproducción total o parcial de esta obra incluido el diseño tipográfico y de portada, sea cual fuera el medio, electrónico o mecánico, sin el consentimiento del Consejo de Publicaciones UAT.
Libro digital

Esta obra y sus capítulos fueron sometidos a una revisión de pares a doble ciego, la cual fue realizada por especialistas pertenecientes al Sistema Nacional de Investigadoras e Investigadores. Asimismo, fueron aprobados para su publicación por el Consejo de Publicaciones de la Universidad Autónoma de Tamaulipas y el Comité Interno de la editorial Fontamara.



Manual de prácticas de química para ingeniería

Coordinadora
María Teresa Maldonado Sada





MVZ MC Dámaso Leonardo Anaya Alvarado
PRESIDENTE

Dr. Fernando Leal Ríos
VICEPRESIDENTE

Dra. Dora María Lladó Lárraga
SECRETARIA TÉCNICA

Mtro. Eduardo García Fuentes
VOCAL

Dra. Rosa Issel Acosta González
VOCAL

CP Jesús Francisco Castillo Cedillo
VOCAL

MVZ Rogelio de Jesús Ramírez Flores
VOCAL

Comité Editorial del Consejo de Publicaciones de la Universidad Autónoma de Tamaulipas

Dra. Lourdes Arizpe Slogher • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dr. Amalio Blanco** • Universidad Autónoma de Madrid, España | **Dra. Rosalba Casas Guerrero** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dr. Francisco Díaz Bretones** • Universidad de Granada, España | **Dr. Rolando Díaz Lowing** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dr. Manuel Fernández Ríos** • Universidad Autónoma de Madrid, España | **Dr. Manuel Fernández Navarro** • Universidad Autónoma Metropolitana, México | **Dra. Juana Juárez Romero** • Universidad Autónoma Metropolitana, México | **Dr. Manuel Marín Sánchez** • Universidad de Sevilla, España | **Dr. Cervando Martínez** • University of Texas at San Antonio, E.U.A. | **Dr. Darío Páez** • Universidad del País Vasco, España | **Dra. María Cristina Puga Espinosa** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dr. Luis Arturo Rivas Tovar** • Instituto Politécnico Nacional, México | **Dr. Aroldo Rodrigues** • University of California at Fresno, E.U.A. | **Dr. José Manuel Valenzuela Arce** • Colegio de la Frontera Norte, México | **Dra. Margarita Velázquez Gutiérrez** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dr. José Manuel Sabucedo Cameselle** • Universidad de Santiago de Compostela, España | **Dr. Alessandro Soares da Silva** • Universidad de São Paulo, Brasil | **Dr. Akexandre Dorna** • Universidad de CAEN, Francia | **Dr. Ismael Vidales Delgado** • Universidad Regiomontana, México | **Dr. José Francisco Zúñiga García** • Universidad de Granada, España | **Dr. Bernardo Jiménez** • Universidad de Guadalajara, México | **Dr. Juan Enrique Marciano Medina** • Universidad de Puerto Rico-Humacao | **Dra. Ursula Oswald** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Arq. Carlos Mario Yori** • Universidad Nacional de Colombia | **Arq. Walter Debenedetti** • Universidad de Patrimonio, Colonia, Uruguay | **Dr. Andrés Piqueras** • Universitat Jaume I, Valencia, España | **Dra. Yolanda Troyano Rodríguez** • Universidad de Sevilla, España | **Dra. María Lucero Guzmán Jiménez** • Universidad Nacional Autónoma de México | **Dra. Patricia González Aldea** • Universidad Carlos III de Madrid, España | **Dr. Marcelo Urra** • Revista Latinoamericana de Psicología Social | **Dr. Rubén Ardila** • Universidad Nacional de Colombia | **Dr. Jorge Gissi** • Pontificia Universidad Católica de Chile | **Dr. Julio F. Villegas †** • Universidad Diego Portales, Chile | **Ángel Bonifaz Ezeta †** • Universidad Nacional Autónoma de México

Índice

Prólogo	11
Normas de trabajo en el laboratorio de química	13
Práctica de introducción Conociendo el material del laboratorio de química	18
Capítulo 1 Química inorgánica <i>Edmar Meléndez Jaramillo</i>	30
Práctica 1 Mediciones de volumen y masa	32
Práctica 2 Técnicas de separación	39
Práctica 3 Emisión de la radiación por átomos de algunos elementos por excitación de sus electrones	48
Práctica 4 Reacciones químicas	55
Práctica 5 Introducción a la preparación de soluciones	61
Anexo 1 Compuestos iónicos solubles e insolubles	67
Anexo 2 Lista de iones positivos o cationes y iones negativos o aniones	69

Capítulo 2

Química analítica

María Teresa Maldonado Sada

74

Práctica 1

Preparación de soluciones

77

Práctica 2

Identificación de cationes a la flama

86

Práctica 3

Análisis gravimétrico de blanqueador oxigenado sólido

92

Práctica 4

Titulación/volumetría

Ácido-base

100

Práctica 5

Identificación de compuestos por precipitado

108

Práctica 6

Marcha catiónica

117

Práctica 7

Marcha catiónica

Grupo 1 y 2

121

Capítulo 3

Química orgánica

Alma Delia Garza Zamudio

130

Práctica 1

Diferencia entre compuestos orgánicos e inorgánicos

132

Práctica 2

Isomería

140

Práctica 3	
Isomería	144
Práctica 4	
El petróleo y sus derivados	149
Práctica 5	
Aromas sintéticos	155
Práctica 6	
El benceno y sus derivados	158
Capítulo 4	
Bioquímica	162
<i>Daniel López Aguirre</i>	
Práctica 1	
Reducción de los iones metálicos por los azúcares	165
Práctica 2	
Cromatografía en papel para aminoácidos	169
Práctica 3	
Pruebas para proteínas	172
Práctica 4	
Factores que afectan la velocidad de un proceso enzimático	178
Práctica 5	
Identificación de colesterol	187
Sobre las y los autores	
	191

Prólogo

El estudio de la química es fundamental para los alumnos de ingeniería, ya que es un área del conocimiento que comprende temas relevantes como la nomenclatura y uso de los compuestos inorgánicos y orgánicos, las reacciones químicas, la preparación de soluciones, identificación de compuestos en una muestra, uso de equipo e instrumentación de laboratorio para la resolución de problemas ambientales o agrícolas. Estos conceptos y aprendizajes son importantes para distintos programas educativos, principalmente para ingenierías en telemática, en ciencias ambientales, en agronomía, entre otras.

El presente manual de prácticas experimentales de química es elaborado por doctores con vasta experiencia en este campo del conocimiento pertenecientes a la Facultad de Ingeniería y Ciencias (FIC) de la Universidad Autónoma de Tamaulipas (UAT). Consta de prácticas relevantes de cuatro ramas principales de la química: inorgánica, orgánica, analítica y bioquímica.

Este manual proporcionará a los estudiantes de la FIC las herramientas necesarias para comprobar los conocimientos abordados en el aula aplicando el método científico. Asimismo, servirá como referencia para programas educativos de facultades o ingenierías en universidades de México y de otros países.

Normas de trabajo en el laboratorio de química

- 1 El alumno deberá registrarse en la bitácora de visitas de la Central de Laboratorios de la FIC.
- 2 El alumno estará bien informado sobre la práctica a realizar, leerá previamente y comprenderá los principios, la metodología y los cálculos necesarios.
- 3 El alumno investigará las fichas técnicas y hojas de seguridad de cada sustancia a utilizar para garantizar su manejo y desecho adecuados. Además, atenderá todas las recomendaciones de seguridad que indique el instructor o profesor antes y durante la práctica.
 - a. Las sustancias con Categoría de Peligro para la Salud se identifican con la H, por *Hazard Statement*.
 - b. El primer dígito identifica el tipo de amenaza: 2 para riesgos físicos y 3 en caso de peligros para la salud.
 - c. Los siguientes dígitos sirven para identificar las contingencias según las propiedades de la sustancia química o mezcla; por ejemplo: a) del 200 al 210 para explosividad, b) 220 al 230 para inflamabilidad, c) del 300 al 305 peligro en caso de ingestión, etcétera.
 - d. Un ejemplo sería H300, una sustancia mortal en caso de ingestión en las categorías 1 y 2.
- 4 El profesor formulará preguntas antes de la práctica para cerciorarse que los alumnos hayan estudiado con antelación.
- 5 Las prácticas para nivel de ingeniería se deberán realizar en equipos de por lo menos 3 personas, salvo que el profesor indique lo contrario.

- 6 Se utilizará una bata de laboratorio de manga larga para protegerse de los diferentes reactivos que se utilicen en la práctica. Asimismo, se deberá portar una vestimenta adecuada, como zapato cerrado (de piel o de material resistente a la corrosión) y pantalón (de preferencia de mezclilla). Por seguridad, está prohibido el uso de gorras, accesorios y pantalones rotos. Además, el cabello deberá estar recogido en todo momento para evitar que caiga en las sustancias, o se incendien en el caso de utilizar mecheros.
- 7 En caso de que la práctica utilice sustancias catalogadas en peligro para la salud, de acuerdo con la NOM-018-STPS-2015, con categoría 1 y 2 (toxicidad aguda, corrosión cutánea, lesiones oculares graves, carcinogenicidad, etcétera), se deberá contar con el equipo de seguridad adecuado para cada uno de los estudiantes e instructores; de lo contrario, se tendrá que omitir o modificar para que el estudiante pueda entender el o los conceptos que se pretendían estudiar.
- 8 Cada grupo de estudiantes tendrá un espacio y material para realizar las prácticas correspondientes.
- 9 Se deberá trabajar siempre en la mesa, de lo contrario, o cuando se indique, en el extractor del laboratorio.
- 10 Mantener siempre limpia y libre de residuos la mesa de trabajo.
- 11 Dejar todo el equipo y material en su lugar antes de iniciar la práctica (limpio y ordenado).
- 12 Los recipientes en los que se desprendan gases no deben cerrarse herméticamente, pues la alta presión puede ocasionar que exploten.
- 13 Está prohibido comer, beber o fumar dentro del laboratorio.
- 14 No realizar experimentos que no hayan sido indicados por el profesor.

- 15 No deben colocarse los reactivos directamente en los platillos de las balanzas analíticas, sino sobre vidrios de reloj para pesar, o en excepciones, papel filtro. En el caso de las balanzas semianalíticas, se podrán utilizar los vidrios de reloj o vasos de precipitado de no más de 200 ml (restar el peso del recipiente para obtener el de la sustancia). Se recomienda que los líquidos se midan en probetas. En caso de que se requiera obtener la masa, utilizar la densidad de la sustancia líquida, o bien, pesarlo en la balanza dentro de un vaso de precipitado.
- 16 Cuando se necesite interrumpir un experimento o práctica, se deberán agregar etiquetas con leyendas apropiadas a los frascos (como nombre del equipo o estudiantes, fecha, nombre de la práctica), para facilitar su identificación.
- 17 Para diluir un ácido, se debe agregar este al agua de manera paulatina y con agitación constante. No efectúe la operación inversa, pues corre el riesgo de liberar vapor y provocar una explosión.
- 18 Si se derrama material corrosivo, el estudiante debe lavarse con agua abundante inmediatamente y pedir ayuda al instructor (observar dónde está la regadera y lavabo de emergencia en el laboratorio donde se encuentra).
- 19 Antes de utilizar un reactivo en una práctica, se debe cerciorar dos veces que la etiqueta indique el contenido correcto.
- 20 Cuando presente flamas en líquidos dentro de los matraces o vasos de precipitado, se deberán tapar con un vidrio de reloj para eliminar el oxígeno y que el fuego se detenga. Es importante ser paciente, actuar con calma e identificar el extinguidor en caso de que se necesite.
- 21 Evitar tirar residuos sólidos en los lavabos, a menos que estén en forma de polvo, que no sean contaminantes o tóxicos o que se puedan disolver en agua. En el caso de los reactivos ácidos, se deberán diluir antes de arrojarlos al desagüe, de lo contrario, podrían corroer las tuberías.

- 22 Conocer la operación de la campana de humos y usarla para todas las reacciones en las que se utilicen reactivos volátiles o que desprendan vapores.
- 23 Tener cuidado con el material caliente, tomarlo solo cuando se haya enfriado o esté a temperatura ambiente. Utilizar siempre un termómetro para asegurarte de que la temperatura no supere los 50 °C. Al usar la mufla u horno, utilizar guantes especiales para altas temperaturas.
- 24 Cuando se vaya a calentar un tubo de ensayo con alguna sustancia, no deberá dirigirse hacia las personas, ya que a ciertas temperaturas el contenido puede proyectarse y causar un accidente.
- 25 Si se rompe algún material por descuido del estudiante, tendrá que reponerlo, de lo contrario, no tendrá derecho a la calificación de laboratorio.

Referencias

Diario Oficial de la Federación. (2015). *Norma Oficial Mexicana NOM-018-STPS-215. "Sistema armonizado para la identificación y comunicación de peligros y riesgos por sustancias químicas peligrosas en los centros de trabajo"*. https://dof.gob.mx/nota_detalle.php?codigo=5411121&fecha=09/10/2015#gsc.tab=0

Tabla 1. Ejemplo de rúbrica para evaluar

	Aspectos para evaluar	Escala de calificaciones
1	Portar la bata y manual. Desarrollar la práctica con responsabilidad, aplicando los conocimientos teóricos. Participar y registrar datos importantes.	20 %
2	Trabajar con limpieza. Realizar dibujos coloreados o fotografías del desarrollo de la práctica donde se incluya la descripción o notas importantes.	20 %
3	Trabajar en equipo. Tratar cordialmente a los demás.	20 %
4	Obtención de resultados y aprendizajes. Contestar las preguntas de las prácticas del manual.	20 %
5	Reporte de práctica entregado en tiempo y forma, de acuerdo con las indicaciones del profesor.	20 %
	Total	100 %



Práctica de **introducción**

Conociendo el material del
laboratorio de química

Nombre:

Fecha:

Reporte:

Ilustra y describe la función del siguiente material de laboratorio.

Material	Dibujo
Tubos de ensayo	
Espátulas	
Gradilla	

Material	Dibujo
Embudo de separación	
Vidrio reloj	
Crisol con tapa	

Material	Dibujo
Vial	
Anillo metálico	
Piseta	

Material	Dibujo
Frasco reactivo	
Desecador	
Vaso de precipitado	

Material	Dibujo
Mortero con mano	
Soporte universal	
Caja de petri	

Material	Dibujo
Pinzas para crisol	
Pinzas para tubo de ensayo	
Triángulo de porcelana	

Material	Dibujo
Embudo de filtración	
Matraz Erlenmeyer	
Matraz Kitasato	

Material	Dibujo
Matraz fondo redondo	
Condensador	
Termómetro	

Material	Dibujo
Matraz volumétrico	
Matraz de destilación	
Pipeta serológica	

Material	Dibujo
Probeta graduada	
Bureta	
Tripié	

Material	Dibujo
Tela de asbesto	



Capítulo 1

Química inorgánica

Química inorgánica

Edmar Meléndez Jaramillo

Introducción

La química inorgánica estudia la estructura, reactividad y propiedades de los compuestos inorgánicos. Esta rama de la química abarca todos los compuestos, a excepción de los que tienen enlaces carbono-hidrógeno (C H), que son objeto de estudio de la química orgánica. Esta materia es básica y de suma importancia para el alumno, ya que durante el curso podrá comprender temas y materias más complejas que necesita para la formación de su carrera (Ruiz-Sánchez et al., 2023).

Este capítulo contiene prácticas que el alumno deberá realizar a la par del aprendizaje teórico en clase, con el objetivo de que los procedimientos refuercen los conocimientos aprendidos sobre instrumentación, preparación de sustancias, entre otros, con apoyo de su profesor.

Objetivo

Conocer aspectos sobre el comportamiento de la materia y la energía a través de prácticas que incluyen mediciones de volumen y masa, técnicas de separación de mezclas, observación de la emisión de radiación en átomos de ciertos elementos mediante la excitación de electrones, análisis de reacciones químicas e introducción a la preparación de soluciones. Estas actividades permitirán deducir propiedades, cambios y leyes fundamentales que rigen los procesos naturales.

Referencias

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. de L. y Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Fundamentos de química inorgánica. En *Fundamentos teóricos de química inorgánica* (pp. 11-23). Editorial Grupo AEA.



Práctica 1

Mediciones de
volumen y masa

Objetivos

Desarrollar habilidades para el cálculo preciso de masa y de volumen del sistema métrico decimal, comprendiendo la importancia de la correcta conversión y consistencia de las unidades de medida en el laboratorio.

Adquirir destrezas en el manejo adecuado de instrumentos de medición como balanzas analíticas, probetas (Figura 1), pipetas, buretas, entre otros; para minimizar el error en las mediciones de lectura y el registro correcto de datos, lo que contribuirá en la fiabilidad de los resultados.

Introducción

Las medidas de longitud, de volumen y masa son parte fundamental del trabajo químico. El sistema métrico de medición fue ideado en Francia en 1790 y actualmente se usa en gran parte del mundo (Ruiz-Sánchez et al., 2023).

Las unidades de longitud en el sistema métrico, son:

- Metro (m) = 1 m
- Decímetro (dm) = 0.1 m
- Centímetro (cm) = 0.01 m
- Milímetro (mm) = 0.001 m
- Micrómetro o micra (μm) = 0.000001 m

Las unidades empleadas para mediciones de volumen, son:

- Litro (l) = 1 L
- Mililitro (ml) = 0.001 L
- Microlitro (μl) = 0.000001 L



Figura 1. Probeta

Fuente: fotografía tomada por Maldonado-Sada (2024).

Un mililitro es equivalente a un centímetro cúbico (cc o cm^3), y un litro es igual a un decímetro cúbico (dc o dm^3). Los instrumentos de medición como probetas (Figura 1), matraces y pipetas están comúnmente graduadas en mililitros o centímetros cúbicos. Al seleccionar una probeta, se recomienda que su volumen no sea más de diez veces el volumen que se desea medir, con la intención de garantizar la precisión de la medición.

La lectura del volumen se debe realizar en el punto de la escala donde la parte inferior del menisco (la parte curva que forma la superficie del líquido) toca la graduación. En las soluciones de colores intensos, como las del permanganato de potasio, el volumen se debe leer desde la parte superior del menisco para obtener una medición más exacta.

Las unidades de masa del sistema métrico decimal son:

- Gramo (g) = 1 g
- Kilogramo (kg) = 1 000 g
- Miligramo (mg) = 0.001 g
- Microgramo o gama (μg) = 0.000 001 g

El instrumento que se emplea para medir la masa es la balanza y existen diferentes tipos que varían según su grado de sensibilidad. Las balanzas granatarias tienen una sensibilidad hasta de 0.1 g, las semianalíticas (como se muestra en la Figura 2) tienen una sensibilidad hasta de 0.01 g y las analíticas pueden medir con una precisión de hasta 0.0001 g (Ruiz-Sánchez et al., 2023). Su instructor le mostrará el uso correcto de la balanza existente en el laboratorio.



Figura 2. Balanza semianalítica

Fuente: fotografía tomada por Maldonado-Sada (2024).

Material y equipo

- 1 probeta de 10 ml o 50 ml
- 1 vaso de precipitado de 50 ml
- 2 vidrios de reloj
- 1 balanza analítica
- 1 pipeta lineal de 10 ml
- 1 gradilla
- 4 tubos de ensayo de 13 x 100 mm
- 1 espátula

Procedimiento

I. Mediciones de volumen

Volumen en tubos de ensayo con pipeta

- Tome cuatro tubos de ensayo de 13 x 100 mm y numérelos de manera secuencial (1, 2, 3, 4). Utilizando pipetas lineales, agrega en cada tubo el siguiente volumen de solución:
 - En el primer tubo, coloca 2.0 ml
 - En el segundo tubo, coloca 4.0 ml
 - En el tercer tubo, coloca 6.0 ml
 - En el cuarto tubo, coloca 8.0 ml
- Una vez que haya añadido los volúmenes indicados, presente los tubos al instructor para su verificación.

II. Medición de volumen con probeta

- Utilice una probeta de 10 o 50 ml (según las indicaciones de su instructor) para medir los volúmenes que le indiquen. Realice las mediciones de manera precisa, observando el menisco en el punto de lectura adecuado (parte inferior para líquidos claros, o superior en soluciones coloreadas, si es necesario).

II. Mediciones de masa

Uso correcto de la balanza

- El instructor le mostrará las partes y el funcionamiento adecuado de la balanza. Antes de realizar cualquier medición, asegúrese que la balanza esté correctamente equilibrada sobre la superficie, verificando que la aguja esté en el cero o que la balanza esté nivelada.

Pesado del recipiente vacío

- Coloque un vaso de precipitado o un vidrio de reloj sobre el plato de la balanza y registre el peso del recipiente vacío. Anote ese valor para utilizarlo en cálculos posteriores.

Medición del compuesto sólido

- Agregue el sólido que va a pesar en el recipiente. Vuelva a colocar el recipiente con el sólido sobre la balanza y registre el peso total (recipiente + sólido).
- Para obtener el peso del sólido, reste al peso total el peso del recipiente vacío.

III. Si se requiere pesar una masa determinada

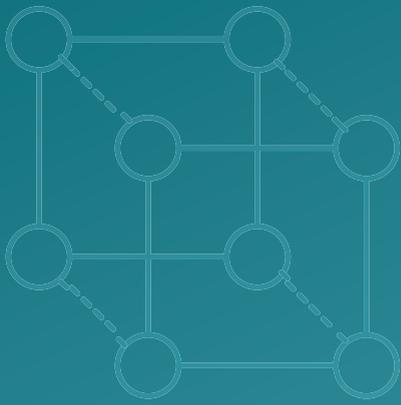
- Pese el vaso de precipitado o el vidrio de reloj y registre ese valor.
- Sume al peso del recipiente vacío el valor de la masa que necesite obtener. Coloque las pesas en el lugar correspondiente hasta que la suma alcance el valor de la masa deseada. Luego, agregue la sustancia con una espátula poco a poco, verificando en la balanza hasta alcanzar la masa requerida.

Preguntas para contestar en el laboratorio	Respuestas
<p>Mediciones de volumen ¿Qué material de laboratorio empleó en la medición de volumen?</p>	
<p>Dibuje una probeta graduada de 10 ml (con divisiones de décimas) que contengan 5.5 ml de líquido, señalando la posición correcta del menisco</p>	
<p>Mediciones de masa ¿Cuál es la sensibilidad de la balanza que empleó?</p>	
<p>Medición de masa desconocida a) Peso del recipiente sin la muestra b) Peso del recipiente con la muestra c) Peso de la muestra</p>	
<p>a) Peso del recipiente sin la muestra b) Peso del recipiente con la muestra c) Peso de la muestra</p>	
<p>Medición de la masa asignada a) Peso del recipiente sin la muestra b) Peso de la muestra c) Peso de la muestra + recipiente</p>	
<p>a) Peso del recipiente sin la muestra b) Peso de la muestra c) Peso de la muestra + recipiente</p>	

Resultados y observaciones

Referencias

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. de L. y Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Sistema Internacional de Unidades. En *Fundamentos teóricos de química inorgánica* (pp. 25-34). Editorial Grupo AEA.



Práctica 2

Técnicas de separación

Objetivos

Aprender y llevar a cabo los métodos más utilizados para la separación de componentes de diferentes tipos de mezclas, tales como la filtración, decantación o destilación. A través de esta práctica, se buscará comprender el principio detrás de cada técnica y su aplicación en situación en experiencias reales.

Desarrollar la capacidad de analizar diferentes tipos de mezclas (homogéneas y heterogéneas) y seleccionar el procedimiento de separación más adecuado para cada caso. Lo anterior con la evaluación de las propiedades físicas y químicas de los componentes de la mezcla, así como las condiciones experimentales que pueden influir en eficiencia de la separación. Al finalizar la práctica, los estudiantes serán capaces de justificar su elección del método de separación, de acuerdo con el tipo de mezcla.

Introducción

1. Filtración

Un sólido que está mezclado con un líquido en el que no se disuelve, se puede separar por el método de filtración. Este método es útil cuando el sólido no sedimenta fácilmente en el fondo del recipiente o cuando se desea una separación completa de los componentes. Si la separación no necesita ser cuantitativa, una alternativa más rápida es utilizar la centrifugación, seguida de la decantación, lo que permite separar el sólido del líquido de manera eficiente.

2. Centrifugación

La centrifugación se lleva a cabo por rotación a alta velocidad de un tubo de ensayo que contiene dicha mezcla. Esta rotación se hace en un equipo impulsado por un motor llamado centrífuga (ver Figura 3), que acelera la sedimentación de sólidos en suspensión. Después de este proceso, el sólido se queda como una masa compacta en el fondo del tubo. Al sólido insoluble se le llama precipitado, mientras que a la fase líquida se le llama sobrenadante (Ruiz-Sánchez et al., 2023).



Figura 3. Centrífuga

Fuente: fotografía tomada por Maldonado-Sada (2024).

3. Decantación

La decantación es el proceso que consiste en eliminar el sobrenadante vertiéndolo fuera del recipiente mediante la inclinación o inversión de este. Este método se usa cuando se desea realizar una separación completa entre el sólido (precipitado) y el líquido (sobrenadante).

4. Evaporación de sólidos no volátiles

Los sólidos no volátiles, como el cloruro de sodio, pueden separarse de los líquidos mediante su evaporación. Para evitar que la solución se derrame por una ebullición brusca, es importante controlar la temperatura y calentar de manera controlada para asegurar que el líquido se evapore de manera gradual.

5. Disolución

En el caso de mezclas de sólidos, si alguno de ellos es soluble en un líquido, se puede separar mediante el proceso de disolución. El sólido insoluble se puede separar utilizando otro método como la filtración, mientras que el disuelto se puede recuperar por medio de la evaporación del solvente. A este procedimiento se le llama disolución y permite separar los sólidos de acuerdo con su solubilidad en un líquido específico.

6. Sublimación

Algunos sólidos con altas presiones pueden sublimarse, es decir, pasar directamente del estado sólido al gaseoso sin convertirse en líquido si se mantienen a una temperatura ligeramente inferior a su punto de fusión. Al tocar una superficie fría, el vapor se condensa y forma cristales. En resumen, la sublimación se utiliza para separar sólidos volátiles (que se subliman) de los no volátiles.

7. Destilación

Cuando existe una mezcla homogénea con líquidos de diferente punto de ebullición, se separan mediante la destilación. La sustancia con el punto de ebullición inferior es más volátil por su presión de vapor, por lo que se evapora primero (el punto de ebullición es la temperatura a la cual un líquido pasa de estado líquido a vapor).

Mediante el calentamiento cuidadoso de la mezcla y la posterior condensación del vapor producido, se puede lograr la separación de los componentes. Sin embargo, mediante una destilación simple no se logran separar completamente dos líquidos, ya que el vapor que se desprende siempre contendrá pequeñas cantidades de líquido de mayor punto de ebullición (Figura 4). Para mejorar la eficiencia de la separación de líquidos, se emplea un proceso de destilación fraccionada (Ruiz-Sánchez et al., 2023).

Reactivos

- Sulfato de cobre al 3 % (p/v)
- Cloruro de bario al 3 % (p/v)
- Cloruro de sodio sólido
- Agua destilada
- Yodo en cristales
- Yeso

Material y equipo

- 5 tubos de ensayo de 13 x 100 mm
- 1 gradilla
- 1 pinza para tubo de ensayo
- 1 mechero Bunsen
- 2 soportes universales
- 3 pipetas lineales de 1 ml
- 1 agitador de vidrio
- 1 probeta de 10 ml
- 2 vasos de precipitado de 50 ml
- 1 matraz bola de 250 ml
- 1 embudo de filtración
- 1 crisol de porcelana
- 4 vidrios reloj
- Papel filtro
- 1 centrífuga
- 1 tela de asbesto
- 1 triángulo de porcelana
- 2 pinzas para bureta
- 1 anillo metálico
- 1 refrigerante
- 1 tubo de seguridad
- 2 tapones de hule monohoradados
- 1 matraz Erlenmeyer de 125 ml

Procedimiento

I. Centrifugación y decantación

- En un tubo de ensayo de 13 x 100 mm deposite 1 ml de CuSO_4 al 3 % y agrega 1 ml de BaCl_2 al 3 %. Anote sus observaciones y escriba la reacción (consulte la fórmula de los compuestos). Centrifugue y vierta el sobrenadante. Registre sus hallazgos.

II. Filtración y evaporación

- En un tubo de ensayo coloque 0.2 g de NaCl y agregue 1 ml de agua. Después de agitar, anote sus observaciones.
- Enseguida, repita el proceso, ahora con 0.2 g de yeso y 1 ml de agua.
- Por último, en un vaso de precipitado de 50 ml con 0.2 g de yeso y 0.2 g de NaCl , añada 10 ml de agua. Agite, mezcle y vierta en un papel filtro doblado para retener el sólido y deje pasar el líquido. Lave el vaso de precipitado con pequeñas porciones de agua para que no

queden residuos. Vierta el líquido en un crisol de porcelana y caliente suavemente hasta que se evapore totalmente el líquido. Observe el residuo y haga anotaciones.

III. Sublimación

- Deposite en un precipitado de 50 ml 0.2 g de NaCl y unos cuantos cristales de yodo. Cubra el vaso con un vidrio de reloj, colóquelo sobre la tela de asbesto. A su vez, estos deben posicionarse sobre el tripié. Caliente suavemente el vaso con la llama de un mechero Bunsen hasta que se separen los sólidos. Enfríe, retire el vidrio de reloj y raspe el sólido adherido con un agitador de vidrio, compárelo con el residuo que quedó en el vaso. Anote sus observaciones.

IV. Destilación

- Agregue 50 ml de agua destilada en un matraz de destilación con algunos cristales de la sal de CuSO_4 y perlas de ebullición. Haga el montaje de la destilación como se muestra en el diagrama.

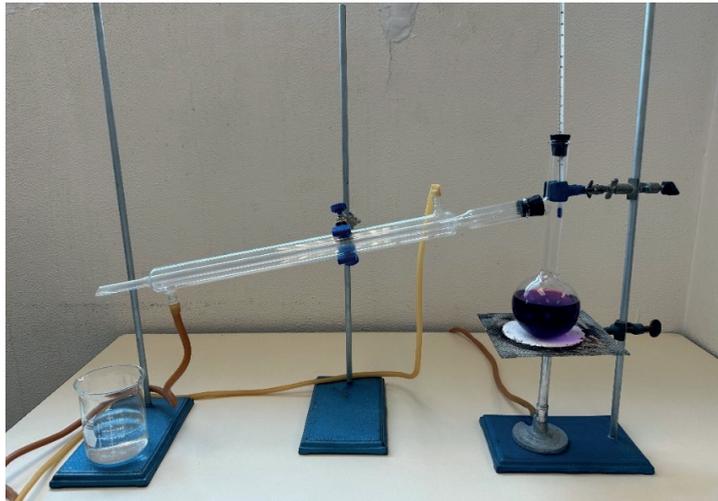


Figura 4. Equipo para destilación

Fuente: fotografía tomada por Maldonado-Sada (2024).

Caliente el matraz hasta alcanzar la ebullición del agua con color y obtener alrededor de 10 ml de agua destilada. Suspensa el calentamiento. Anote y explique sus observaciones.

Ilustra cada una de las técnicas vistas	Dibujo
Centrifugación y decantación	
Filtración y evaporación	
Sublimación	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
<p>a) Color de la solución de cloruro de bario b) Color de la solución de sulfato de cobre</p>	
<p>c) Cambios ocurridos al mezclar las dos soluciones d) Escribe la reacción que se llevó a cabo</p>	
<p>¿Qué procedimientos efectuaste para separar los compuestos formados? ¿Qué otro procedimiento pudiste haber empleado para separar los compuestos formados?</p>	
<p>De la mezcla de yeso y cloruro de sodio, ¿cuál de los dos compuestos es soluble en agua?</p>	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
<p>¿Qué compuesto queda en el papel filtro? ¿Qué quedó después de que se evaporó el líquido filtrado?</p>	
<p>¿Qué técnicas de laboratorio empleó para separar la mezcla de yeso y cloruro de sodio?</p>	
<p>¿Qué procedimiento de laboratorio usó para separar yodo elemental del cloruro de sodio?</p>	
<p>¿El procedimiento anterior puede ser empleado para separar yeso de cloruro de sodio? ¿Por qué?</p>	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿Qué conclusiones obtuvo en la destilación que efectuó?	

Resultados y observaciones

Referencias

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. de L. y Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Fundamentos de química inorgánica. En *Fundamentos teóricos de química inorgánica* (pp. 11-23). Editorial Grupo AEA.



Práctica 3

Emisión de la radiación por átomos de algunos elementos por excitación de sus electrones

Objetivos

Observar la radiación emitida por átomos de algunos elementos al ser excitados por una fuente calorífica.

Comprobar la aplicación práctica de los conceptos básicos de espectros de emisión y absorción atómica en instrumentos analíticos.

Introducción

Los átomos están constituidos por el núcleo donde se encuentran los protones y neutrones, así como los niveles de energía en los cuales se localizan los electrones. Los electrones en el átomo tienden a ocupar los niveles de menor energía.

Cuando los átomos son sometidos a una fuente de energía, sus electrones absorben la energía y pasan a un nivel superior (Figura 5), pero cuando sucede esto, el átomo estará excitado y será inestable. Para alcanzar su estabilidad tenderá a regresar a un nivel de energía menor, para lo cual emite la energía absorbida en forma de radiación (Escudero-Ramos, 2016).

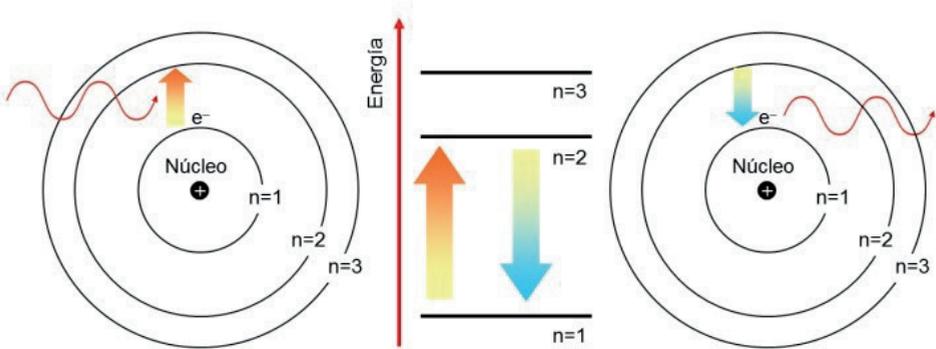


Figura 5. Niveles energéticos. Átomo que recibe energía de una fuente externa (adquiere un exceso de energía). Un átomo libera el exceso de energía emitiendo fotones. La energía de cada fotón emitido corresponde exactamente a la energía que pierde el átomo excitado. Fuente: extraído de Escudero-Ramos (2016).

Si la longitud de onda de la radiación emitida está dentro del rango de la luz visible, se observa un color característico. Cada átomo posee un espectro de emisión característico. Este principio básico es el que se emplea en flamometría para la determinación de algunos elementos; por ejemplo, sodio y potasio (espectrofotometría de emisión atómica).

En el caso de la espectrofotometría de absorción atómica, el átomo absorbe energía de una longitud de onda característica, la cual proviene de una lámpara de cátodo, para pasar los electrones a niveles superiores de energía. De tal manera que lo que se determina es la cantidad de radiación absorbida.

Material y equipo

- 1 mechero Bunsen
- 1 asa de alambre de Nickrome
- 9 tubos de ensayo de 13 x 100 mm

Reactivos

- Cloruro de sodio 0.1 M
- Cloruro de cadmio 0.1 M
- Cloruro de potasio 0.1 M
- Cloruro de magnesio 0.1 M
- Cloruro de calcio 0.1 M
- Cloruro de bario 0.1 M
- Cloruro de cobre 0.1 M
- Cloruro de litio 0.1 M
- Ácido clorhídrico concentrado

Procedimiento

1. Limpieza del alambre

Coloque el alambre en la zona de mayor calor del mechero. Si este se colorea, significa que hay impurezas. Para eliminarlas, sumerja el alambre en un tubo de ensayo que contenga ácido clorhídrico concentrado. Lleve el asa nuevamente a la llama. Repita la operación cuantas veces sea necesario hasta que el alambre no coloree la llama.

2. Observación del color de la llama

a) Una vez limpio el alambre, sumérgalo en una solución de NaCl y colóquelo en la zona indicada del mechero. Observe el color producido en la llama.

- b) Limpie nuevamente el alambre y sumérjalo en una solución de CdCl_2 . Colóquelo nuevamente en la llama y observe.
- c) Repita las mismas operaciones para el resto de las soluciones que se le proporcionen, después de cada prueba limpie el alambre con HCl concentrado.

Consulte las longitudes de onda de cada uno de los colores que constituyen la región visible del espectro electromagnético, así como los números atómicos de los elementos que conforman los compuestos que va a utilizar.

1. Indique el color de la llama de cada una de las siguientes sustancias.

Sustancia	Color
Cloruro de sodio	
Cloruro de cadmio	
Cloruro de potasio	
Cloruro de magnesio	
Cloruro de calcio	
Cloruro de bario	
Cloruro de cobre	
Cloruro de litio	

2. ¿A qué tipo de espectro corresponden?

3. Mencione a qué longitud de onda emitirá su radiación cada uno de los siguientes átomos (Figura 6).

Sustancia	Longitud de onda (nm)
Sodio	
Cadmio	
Potasio	
Magnesio	
Calcio	
Bario	
Cobre	
Litio	

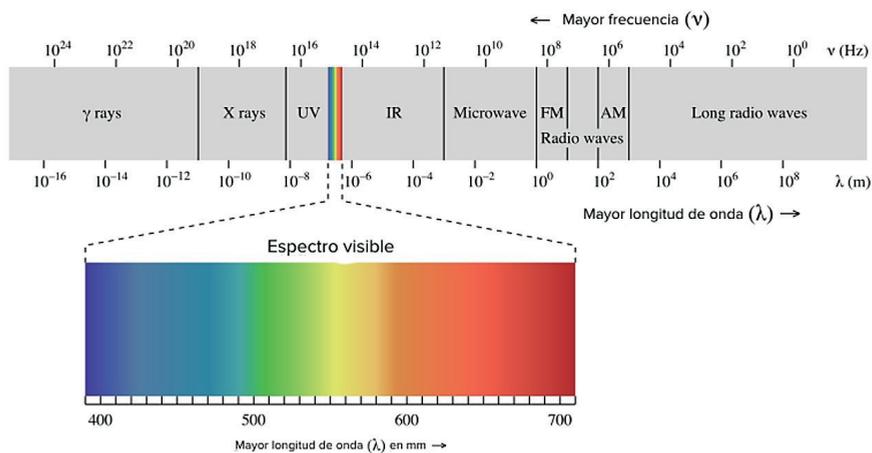


Figura 6. Espectro electromagnético. Longitudes de onda en nm y sus frecuencias en Hz

Fuente: extraído de Hanna Instruments (2024).

4. Basándose en la configuración electrónica de los elementos anteriores, escriba en qué grupo y en qué periodo de la tabla periódica se localizan (Figura 7).

Elemento	Número atómico	Configuración electrónica	Grupo	Periodo
Sodio				
Cadmio				
Potasio				
Magnesio				
Calcio				
Bario				
Cobre				
Litio				

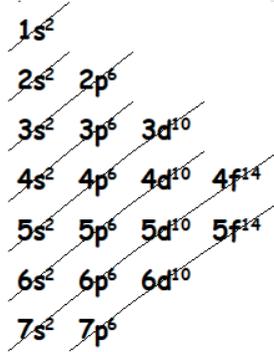
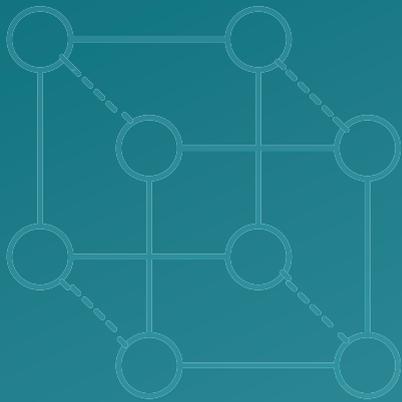


Figura 7. Diagrama de configuración electrónica

Fuente: extraído de Badiola (2020).

Referencias

- Badiola, M. J. (2020). Configuración electrónica. *Ciencia, Robotika y Teknologia*. <https://www.mertxejbadiola.com/steam/quimica/configuracion-electronica/>
- Escudero-Ramos, F. (2016). *Estructura atómica, sistema periódico y enlace químico*. Quintanar del Rey. <http://ies-fernandorios.centros.castillalamancha.es/sites/ies-fernandorios.centros.castillalamancha.es/files/descargas/Tema%204%20%20FYQ%20%282016%29.pdf>
- Hanna Instruments. (2024). *¿Qué es la longitud de onda?* <https://www.hannacolombia.com/blog/post/1067/que-es-la-longitud-onda>



Práctica 4

Reacciones químicas

Objetivo

Comprobar experimentalmente los diferentes tipos de reacciones químicas conocidas teóricamente como las de combinación, descomposición, desplazamiento simple, desplazamiento doble y de neutralización.

Introducción

Al efectuar una reacción, se observan características relacionadas con leyes fundamentales de la química.

- La masa de las sustancias que participan en una reacción siempre es igual a la suma producida en esta, de acuerdo con la Ley de la Conservación de la Masa.
- La Ley de la Conservación de la Energía enuncia que durante un cambio químico, la energía es transformada; pero no se crea ni se destruye.
- Durante un cambio químico se producen nuevas sustancias que adquieren propiedades diferentes a las originales.

Los cambios químicos incluyen diferentes tipos de reacciones:

- De combinación o unión simple, en donde dos elementos o dos compuestos se combinan para formar un compuesto. Ejemplo: $X + Y = XY$.
- En las reacciones de descomposición, un compuesto por acción del calor se descompone en sus elementos originales. Ejemplo: $AB = A + B$.

Reacciones de desplazamiento simple: involucran el cambio de electrones entre elementos y solución de compuestos iónicos. Ejemplo: elemento A + compuesto iónico BC = compuesto iónico AC + elemento B.

Reacciones de desplazamiento doble: no inducen cambios en el número de oxidación de los compuestos que participan, en ellos el catión de uno de los compuestos se combina con el anión del otro, y el anión del primero con el catión del segundo. Ejemplo: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

Reacciones de neutralización: combinan un ácido y una base para formar una sal y agua.

Material y equipo

- 2 crisoles de porcelana con tapa
- 1 triángulo de porcelana
- 1 pinzas para crisol
- 1 mechero Bunsen
- 1 tripié
- 12 tubos de ensayo de 13 x 100 mm
- 1 vaso de precipitado de 50 ml
- 1 tela de asbesto
- 1 pinzas para tubo de ensayo
- 10 goteros
- 4 vidrios de reloj
- 4 espátulas
- Papel pH

Reactivos

- Cobre(s)
- Azufre(s)
- Zinc (granalla)
- Ácido clorhídrico concentrado
- Nitrato mercurioso al 4 % (p/v)
- Cloruro de bario al 10 % (p/v)
- Cromato de potasio al 10 % (p/v)
- Hidróxido de sodio al 1 M
- Óxido de mercurio (s)
- Cloruro de potasio 0.1 M
- Nitrato de plata 0.1 M
- Nitrato de plomo 0.1 M
- Yoduro de potasio 0.1 M
- Ácido clorhídrico 1 M

Procedimiento

Recuerde anotar sus observaciones en cada ejercicio.

Reacciones de combinación

Coloque 1.0 g de cobre en un crisol de porcelana y añada 0.5 g de azufre. Tape y deposite en un triángulo refractario, caliéntelo.

Reacciones de descomposición

Deposite aproximadamente 0.2 g de óxido de mercurio en un tubo de ensayo de 13 x 100 mm limpio y seco. Caliente el tubo usando unas pinzas, coloque una astilla de madera con un punto de ignición en la boca del tubo.

Reacciones de desplazamiento simple

En un tubo de ensayo de 13 x 100 mm ponga 1 ml de HCl concentrado, añada 0.1g de granalla de zinc, deje reaccionar 3 minutos.

Reacciones de doble desplazamiento

- En un tubo de ensayo de 13 x 100 mm agregue 1 ml de KCl 0.1M y 1 ml de AgNO_3 0.1M. Registre sus observaciones.
- Mezcle en un tubo de ensayo 1 ml de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0.1M y 1 ml de KI 0.1M. Anote sus observaciones.
- En un tubo de ensayo de 13 x 100 mm mezcle 1 ml de BaCl_2 al 10 % y 1 ml de K_2CrO_4 al 10 %.

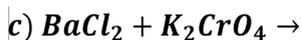
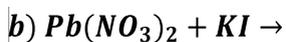
Reacciones de neutralización

- Coloque en un tubo de ensayo 20 gotas de HCl 1M, en otro, 20 gotas de NaOH 1M, tome el pH de cada solución. Mezcle el contenido de ambos tubos y mida el pH nuevamente.
- Pase la mezcla a un crisol de porcelana y caliente con el mechero hasta la sequedad.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿Qué cambios físicos acompañaron a la reacción entre azufre y cobre?	
Realice el balance de la reacción entre cobre y azufre	
Escriba el producto de descomposición que se obtuvo al calentar el óxido de mercurio, para después balancear la ecuación	
¿Por qué el óxido de mercurio es una fuente pobre de oxígeno?	
¿Qué es el líquido formado en esta reacción?	
Los productos obtenidos, ¿son elementos o compuestos?	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
Por medio de una ecuación química represente la formación del gas H_2	
¿Observó alguna evidencia en la formación de H_2 ?	

Complete y realice el balance de cada una de las reacciones:



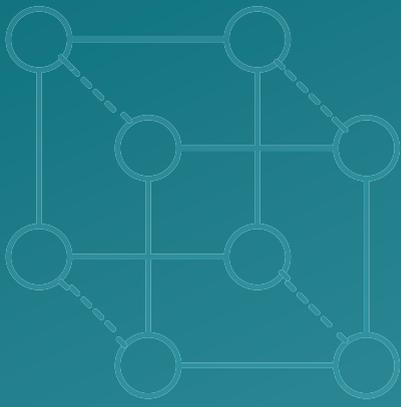
¿Se formaron precipitados en las reacciones anteriores?	
Si la respuesta es afirmativa escriba la fórmula y el color correspondiente para cada precipitado: a) b) c)	
Explique por qué estas reacciones son de doble desplazamiento. Justifique su respuesta	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
Escriba la ecuación que corresponde a la reacción entre el HCl y el NaOH	
¿Qué observaciones indicaron que se llevó a cabo una reacción química?	

Resultados y observaciones

Referencias

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. de L. y Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Reacciones y ecuaciones químicas. En *Fundamentos teóricos de química inorgánica* (pp. 135-146). Editorial Grupo AEA.



Práctica 5

Introducción a la preparación de soluciones

Objetivo

Realizar los cálculos y procedimientos necesarios para la preparación de soluciones en las que se exprese la concentración en términos de tanto por ciento (p/p, p/v y v/v).

Introducción

Para un ingeniero es de suma importancia entender la teoría y la aplicación de las diferentes formas de expresar la concentración de una sustancia, ya que en el ejercicio de su profesión deberá preparar soluciones constantemente.

La concentración de una solución puede expresarse en función de la cantidad de soluto en un volumen o masa determinados. Para preparar soluciones con una concentración deseada, es necesario calcular la cantidad de soluto y solvente requeridos (Ruiz-Sánchez et al., 2023).

En la Tabla 1 se indican algunas de las formas de expresar la concentración en porcentaje.

Tabla 1. Unidades físicas de concentración

Expresión	Símbolo	Definición
Tanto por ciento en peso	% p/p o % m/m	Gramos de soluto en 100 g de disolución
Tanto por ciento en volumen	% v/v	Mililitros de soluto en 100 ml de disolución
Tanto por ciento de peso en volumen	% p/v o % m/v	Gramos de soluto en 100 ml de disolución

Fuente: elaboración propia (2024).

Es muy importante conocer las definiciones de cada una de las expresiones de concentración, con el fin de efectuar los cálculos para la preparación de soluciones. Ejemplos:

1. Soluciones porcentuales (p/v)

Para preparar 600 ml de una solución de KOH al 6 % (p/v), se realizan los siguientes cálculos: si una solución al 6 % (p/v) contiene 6 g de soluto en 100 ml de solución, una de 600 ml debe presentar la siguiente relación:

$$\begin{aligned} 100 \text{ ml} &- 6 \text{ g} \\ 600 \text{ ml} &- x \\ X &= 36 \text{ g} \end{aligned}$$

Después de obtener la cantidad de soluto (36 g de KOH), se pesa en una balanza y disuelve en agua destilada hasta completar 600 ml de disolución en un matraz de aforación.

2. Soluciones porcentuales (v/v)

Para preparar 200 ml de solución al 20 % en volumen de alcohol, se hacen los siguientes cálculos: si una solución al 20 % (v/v) contiene 20 ml de soluto en 100 ml, una de 200 ml debe estimarse de la siguiente manera:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ ml} - 20 \text{ ml} \\ 200 \text{ ml} - x \\ X = 40 \text{ ml} \end{array}$$

Se mide un volumen de 40 ml de alcohol y se añade agua suficiente hasta completar los 200 ml de la solución.

3. Soluciones porcentuales (p/p)

Si se tiene que 100 g de una solución acuosa requiere de 10 g de glicerina en peso (p/p), ¿cuánto se necesita para preparar una solución de 50 g?:

$$\begin{array}{r} 100 \text{ g} - 10 \text{ g} \\ 50 \text{ g} - x \\ X = 5 \text{ g} \end{array}$$

Se pesan 5 g de glicerina y se va agregando agua destilada hasta completar 50 g de solución.

Material y equipo

- 1 vaso de precipitado de 50 ml
- 1 agitador de vidrio
- 1 probeta de 50 ml
- 1 matraz de aforación
- 1 pipeta lineal
- 1 espátula
- 1 vidrio de reloj
- 1 balanza
- Agua destilada

Procedimiento

- Realice los cálculos necesarios para preparar las soluciones que le indiquen.
- Si el soluto es sólido, pese cuidadosamente y deposite en un vaso de precipitado. Diluya con un pequeño volumen de solvente, cambie a una probeta y complete el volumen requerido.
- Si el soluto es un líquido, mida el volumen en una probeta y agregue el solvente hasta obtener el volumen deseado.

Nota: si el reactivo es un ácido, no olvide que siempre debe agregar el ácido al agua

1. Solución porcentual en volumen (% p/v)

- a) Solución a preparar
- b) Volumen de solución
- c) Cálculos:

2. Solución porcentual en volumen (% v/v)

- a) Solución a preparar
- b) Volumen de solución
- c) Cálculos:

3. Solución porcentual en volumen (% p/p)

- a) Solución a preparar
- b) Volumen de solución
- c) Cálculos:

Resultados y observaciones

Referencias

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. de L. y Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Los sistemas dispersos. En *Fundamentos teóricos de química inorgánica* (pp. 165-173). Editorial Grupo AEA.

Anexo 1

Compuestos iónicos solubles e insolubles

Tabla 1. Compuestos iónicos solubles en agua

Principalmente solubles en agua	
NO_3^-	Todos los nitratos son solubles
ClO_3^-	Todos los cloratos son solubles
Cl^-	Todos los cloruros son solubles, excepto AgCl , Hg_2Cl_2 y PbCl_2^*
Br^-	Todos los bromuros son solubles, excepto AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2^* y HgBr_2^*
I^-	Todos los yoduros son solubles, excepto AgI , Hg_2I_2 , PbI_2 y HgI_2
SO_4^{2-}	Todos los sulfatos son solubles, excepto CaSO_4^* , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 , HgSO_4 y Ag_2SO_4^*

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 2. Compuestos iónicos insolubles en agua

Principalmente insolubles en agua	
S^{2-}	Todos los sulfuros son insolubles, excepto los de los elementos IA y IIA y $(\text{NH}_2)_2\text{S}$
CO_3^{2-}	Todos los carbonatos son insolubles, excepto los de los elementos del grupo IA y $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
SO_3^{2-}	Todos los sulfitos son insolubles, excepto los de los elementos del grupo IA y $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
PO_4^{3-}	Todos los fosfatos son insolubles, excepto los de los elementos del grupo IA y $(\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$
OH^-	Todos los hidróxidos son insolubles, excepto los de los elementos del grupo IA y los hidróxidos de bario*, estroncio* y calcio*

Fuente: elaboración propia (2024).

* Los compuestos solubles se disuelven mínimo en 10 g/litro. Los compuestos ligeramente solubles (marcados con un asterisco) se disuelven entre 1 g/litro y 10 g/litro.

Referencia

Hess, G. G. (1982). *Química general experimental* (4ª. ed.). Cía. Editorial Continental, S.A.

Brown, K. (2015). *Reglas de solubilidad de algunos compuestos iónicos en agua*. Scribd. <https://es.scribd.com/doc/260520905/Tabla-de-Solubilidad>

Anexo 2

Lista de iones positivos o cationes y iones negativos o aniones

Tabla 1. Iones positivos con carga de uno (monovalentes)

Iones positivos con carga 1+	
H ⁺	ion hidrógeno
Li ⁺	ion litio
Na ⁺	ion sodio
K ⁺	ion potasio
Ag ⁺	ion plata
Cu ⁺	ion cobre I o ion cuproso
Rb ⁺	ion rubidio
Cs ⁺	ion cesio
NH ₄ ⁺	ion amonio
Au ⁺	ion oro I o ion auroso
Hg ²⁺	ion mercurio I o ion mercuroso
Fr ⁺	ion francio

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 5. Iones positivos con carga de dos (divalentes)

Iones positivos con carga de 2+	
Be ⁺²	ion berilio
Ca ⁺²	ion calcio
Mg ⁺²	ion magnesio
Sr ⁺²	ion estroncio
Ba ⁺²	ion bario
Fe ⁺²	ion fierro I o ion ferroso
Pb ⁺²	ion plomo II o ion plumboso
Ni ⁺²	ion níquel II o ion níqueloso
Cu ⁺²	ion cobre II o ion cúprico
Hg ⁺²	ion mercurio II o ion mercúrico
Co ⁺²	ion cobalto II o ion cobaltoso
Cd ⁺²	ion cadmio
Mn ⁺²	ion manganeso
Zn ⁺²	ion zinc
Sn ⁺²	ion estaño II o ion estañoso

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 6. Iones positivos con carga de tres (trivalentes)

Iones positivos con carga 3+	
B ⁺³	ion boro
Al ⁺³	ion aluminio
Ga ⁺³	ion galio
In ⁺³	ion indio
Tl ⁺³	ion talio
Bi ⁺³	ion bismuto
As ⁺³	ion arsénico III o ion arsenioso
Ni ⁺³	ion níquel o ion níquelico
Co ⁺³	ion cobalto III o ion cobáltico
Fe ⁺³	ion fierro III o ion férrico
Sb ⁺³	ion antimonio III o ion antimonioso

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 7. Iones positivos con carga de cuatro (tetraivalentes)

Iones positivos con carga +4	
C ⁺⁴	ion carbono
Si ⁺⁴	ion silicio
Sn ⁺⁴	ion estaño IV o ion estánico
Pb ⁺⁴	ion plomo IV o ion plúmbico
Ge ⁺⁴	ion germanio IV o ion germánico

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 8. Iones positivos con carga de cinco (pentavalentes)

Iones positivos con carga +5	
As ⁺⁵	ion arsénico V o ion arsénico
Sb ⁺⁵	ion antimonio V ion antimónico

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 9. Iones negativos con carga de menos uno (monovalentes)

Iones negativos con carga -1	
F	ion fluoruro
Cl	ion cloruro
Br	ion bromuro
I	ion yoduro
HS	ion sulfuro ácido o sulfhidrilo
CN	ion cianuro
NO ₂	ion nitrito
NO ₃	ion nitrato
ClO	ion hipoclorito
ClO ₂	ion clorito
ClO ₃	ion clorato
ClO ₄	ion perclorato
BrO	ion hipobromito
BrO ₂	ion bromito
BrO ₃	ion bromato

Iones negativos con carga -1	
BrO_4^-	ion perbromato
IO^-	ion hipoyodito
IO_2^-	ion yodito
IO_3^-	ion yodato
IO_4^-	ion peryodato
HCO_3^-	ion carbonato ácido
HSO_3^-	ion sulfito ácido
HSO_4^-	ion sulfato ácido
H_2PO_4^-	ion acetato
MnO_4^-	ion permanganato
OH^-	ion oxhidrilo o ion hidroxilo

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 10. Iones negativos con carga menos dos (divalentes)

Iones negativos con carga -2	
S^{2-}	ion sulfuro
O^{2-}	ion oxígeno
Se^{2-}	ion selenuro
Te^{2-}	ion telururo
CO_3^{2-}	ion carbonato
SnO_2^{2-}	ion estanito
SnO_3^{2-}	ion estanato
SO_3^{2-}	ion sulfito
SO_4^{2-}	ion sulfato
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	ion oxalato
CrO_4^{2-}	ion cromato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ion dicromato
MnO_4^{2-}	ion manganato
HPO_4^{2-}	ion fosfato monoácido ó dibásico
MoO_4^{2-}	ion molibdato

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 11. Iones negativos con carga menos tres (trivalentes)

Iones negativos con carga -3	
PO_4^{-3}	ion fosfato
AsO_3^{-3}	ion arsenito
AsO_4^{-3}	ion arsenato
BO_3^{-3}	ion borato
AlO_3^{-3}	ion aluminato
SbO_4^{-3}	ion antimonato

Fuente: elaboración propia (2024).

Tabla 12. Iones negativos con carga -4 (tetraivalentes)

Iones negativos con carga -4	
SiO_4^{-4}	ion silicato

Fuente: elaboración propia (2024).

Referencias

Chang, R., Goldsby, K. A., Álvarez-Manzo, R. y Ponce-López, S. (2013). *Química* (11^a. ed.). McGraw Hill.

Hess, G. G. (1982). *Química general experimental* (4^a. ed.). Cía. Editorial Continental, S.A.



Capítulo 2

Química analítica

Química analítica

María Teresa Maldonado Sada

Introducción

Desde tiempos remotos, se han realizado procesos analíticos como los gravimétricos y volumétricos en la química, que ya se consideran métodos clásicos.

Para entender la química analítica, es fundamental dominar los conceptos teóricos y las habilidades prácticas. La ejecución de cualquier procedimiento en el laboratorio requiere una base sólida que permita realizar experimentos de manera efectiva y segura, como: el análisis de reacciones químicas, la determinación de compuestos o minerales en una mezcla y la elaboración de los cálculos para la preparación de soluciones y compuestos en las síntesis químicas. Este conocimiento es esencial para obtener información científica precisa, elaborar informes o reportes detallados y contribuir a descubrimientos innovadores. Una de las prácticas más sencillas para que los estudiantes de ingeniería comprendan la química analítica, es la cromatografía de vegetales a través del papel filtro, ya que con esta se puede determinar cualitativamente *qué compuestos hay* y cuantitativamente *cuánto hay de cada compuesto*. Las prácticas de este manual de química analítica proporcionarán al alumno experiencia y nuevos conocimientos que le ayudarán durante su formación como estudiante y en su vida laboral.



Figura 1. Cromatografía de vegetales con papel filtro

Fuente: fotografía propia (2024).

Aunque el laboratorio es un lugar para experimentar y comprobar la validez de principios estudiados en las diferentes asignaturas de química, el alumno debe tener precaución al usar reactivos, ya que muchos son tóxicos; además, considerar las *Normas del trabajo en el laboratorio de química* de este manual, para que pueda trabajar de manera ordenada y segura (Lifeder, 2021).

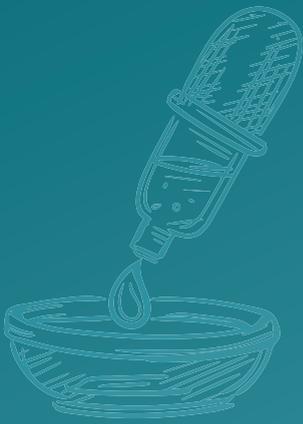
Objetivos

Al término del curso de química analítica, el alumno será capaz de:

- Preparar soluciones.
- Identificar cationes por diferentes métodos.
- Identificar compuestos por diferentes métodos.
- Utilizar correctamente el material dentro de laboratorio.
- Calcular preparaciones de soluciones.
- Utilizar diferentes métodos para el análisis cualitativo y cuantitativo de sustancias dentro de una muestra.

Referencias

Lifeder. (2021). Química analítica. *Lifeder*. <https://www.lifeder.com/quimica-analitica/>



Práctica 1

Preparación de soluciones

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Dominar la preparación de soluciones con concentraciones específicas, tanto en términos de normalidad, como de molaridad.
- Comprender la relación entre normalidad y molaridad de soluciones monovalentes, es decir, con un ion reaccionante.
- Explorar el concepto y la aplicación de titulación, y cómo esta técnica sirve para conocer la concentración de soluciones.
- Conocer los conceptos de peso equivalente y su aplicación en cálculos estequiométricos.
- Identificar los datos necesarios para calcular la normalidad de una sustancia con un estándar primario.

Introducción

En la química analítica, la preparación de soluciones es una habilidad necesaria para llevar a cabo análisis precisos y confiables. Para esto, los alumnos deben conocer dos conceptos que juegan un papel crucial para la práctica (Skoog, 2014).

Molaridad: la molaridad representada por la letra M , se define como el número de moles de un soluto que se encuentran en un litro de solución. Matemáticamente se calcula a través de la siguiente fórmula:

$$M = \frac{n}{V}, \text{ donde:} \quad \text{Ecuación 2.1.1}$$

M = molaridad

n = número de moles, y

V = volumen (en un litro de solución)

Ejemplo 1

Calcule la molaridad (M) de una solución en donde se disuelven 5.8 gramos de cloruro de sodio (NaCl) en agua para preparar 500 ml de solución.

Datos:

Masa del soluto = 5.8 g

Volumen de la solución = 500 ml

Peso Molecular de NaCl = 58 g/mol

Molaridad (M) = ¿?

Solución paso a paso:

1. Calcule los moles de soluto del cloruro de sodio (NaCl)

$$n \text{ (moles de NaCl)} = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Peso Molecular } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{5.8 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = \mathbf{0.1 \text{ mol}} \quad \text{Ecuación 2.1.2}$$

2. Calcule la molaridad de la solución

Con la ecuación 1, se sustituyen los datos, quedando:

$$M = \frac{0.1 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = \mathbf{0.2 \text{ M}}$$

Resultado: la concentración de esta solución preparada sería de **0.2 molar o 0.2M**.

Ejemplo 2

En este experimento de laboratorio, se necesita un litro de una solución al 0.1 M de Hidróxido de Sodio (NaOH). Calcule los gramos del soluto que se requieren para preparar esta solución.

Datos:

Masa del soluto = ¿?

Volumen de la solución = 100 ml

Molaridad (M) = 0.1 M

Peso molecular del NaOH = 40 g/mol

Solución paso a paso:

1. Para calcular los moles del hidróxido de sodio (NaOH), se utilizará la ecuación 2.1.1.

$$M = \frac{n \text{ (moles de NaOH)}}{V \text{ (volumen)}} \quad \text{Ecuación 2.1.1}$$

Despejando “n” de la fórmula anterior, queda la siguiente ecuación:

$$n = M \text{ (mol/L)} * V \text{ (L)}$$

Sustituyendo $\rightarrow \left| n = \left(0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) * (0.1\text{L}) = 0.01 \text{ moles} \right|$

*Recuerde que las unidades de molaridad (M) son:

Molaridad (M) = mol/L

2. Calcule la masa del soluto (NaOH), despejando “m” de la ecuación 2.1.2.

$$m = n \text{ (moles del soluto)} * PM \text{ (peso molecular del soluto)}$$

Sustituyendo valores:

$$\left| m = (0.01 \text{ mol}) * \left(40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 0.4 \text{ g} \right|$$

*Si los valores de la masa del soluto son muy pequeños, pese en la balanza analítica.

Resultado: para preparar esta solución al 0.1 Molar se necesitarán **0.4 gramos de NaOH**.

Normalidad: representada por la letra N, se define como el número de equivalentes de soluto que se presenta en un litro de solución. La normalidad se calcula a través de la siguiente ecuación:

$$N = \frac{\#eq}{V} \text{ donde:} \quad \text{Ecuación 2.1.3}$$

N = normalidad

#eq = número de equivalentes o equivalentes químicos

V = volumen de la solución (en un litro de solución)

$$\#eq = n * (F eq) \quad \text{Ecuación 2.1.4}$$

Donde:

#eq = número de equivalentes o equivalentes químicos

n = número de moles, y

F eq = factor de equivalencia

El **factor de equivalencia (F eq)** es una constante o un valor numérico sin unidades que depende del tipo de compuesto presente en la solución o bien, el tipo de reacción química.

- En el caso de una reacción química ácido-base, tome en cuenta el número de protones (H+) donados o aceptados.
- Para una reacción redox, considere el número de electrones (e-).
- En una reacción de precipitación, valore el número de cargas iónicas del ion relevante.

Tabla 2.1. Factores de equivalencia (F eq) para algunos compuestos comunes de acuerdo con el tipo de reacción

Sustancia	Fórmula química	Tipo de reacción	F eq	Observaciones
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Ácido-base	2	Cada molécula de H ₂ SO ₄ dona 2 protones H⁺
Hidróxido de sodio	NaOH	Ácido-base	1	Cada molécula de NaOH acepta 1 protón H⁺
Cloruro de calcio	CaCl ₂	Precipitación	2	Cada mol de CaCl ₂ aporta 2 equivalentes de carga positiva (Ca ⁺²)
Permanganato de potasio	KmnO ₄	Redox	5	Cada mol de KmnO ₄ acepta 5 electrones en una reacción en medio ácido. De Mn ⁺⁷ a Mn ⁺²

Fuente: elaboración propia.

Ejemplo 1

Calcule la normalidad (N) de una solución de 1 litro donde se disuelven 49 g de ácido sulfúrico (H₂SO₄) en agua.

Datos:

Masa del soluto = 49 g

Volumen de la solución = 1 L

Peso molecular del H₂SO₄ = 98 g/mol

Solución paso a paso:

1. Calcule los moles del soluto (H₂SO₄) con la ecuación 2.1.2.

$$n [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{m}{PM} = \frac{49 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.5 \text{ mol}$$

2. Calcule los equivalentes químicos con la ecuación 2.1.4.

$$\#eq = n * F eq$$

Sustituyendo → #eq = 0.5 mol * 2 = **1 mol-eq**

3. Calcule la normalidad con la ecuación 2.1.3.

$$N = \frac{\#eq}{V} = \frac{1\text{mol} - eq}{1L} = 1 N$$

Resultado: esta solución de ácido sulfúrico tiene una concentración al **1 normal** o **1 N**

Ejemplo 2

En este experimento de síntesis química, prepare 250 ml de una solución de NaOH al 0.5 N. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitarían para preparar esta solución?

Datos:

Volumen = 250 ml

Normalidad = 0.5 N

Peso Molecular de NaOH = 40 g/mol

Masa del soluto = ¿?

1. Calcule el número de equivalentes o equivalentes químicos con la ecuación 2.1.3.

$$N = \frac{\#eq}{V}$$

Despejando #eq, quedaría la siguiente ecuación: $\#eq = N * V$

Sustituyendo valores: $\#eq = \left(0.5 \frac{\text{mol} - eq}{L}\right) * (0.25 L) = \underline{0.125 \text{ mol} - eq}$

2. Calcular los moles del soluto (NaOH) con la ecuación 2.1.4.

$$\#eq = n * F eq$$

Despejando los moles (n) de ecuación 2.1.4. y sustituyendo los valores:

$$n = \frac{\#eq}{F eq} = \frac{0.125 \text{ mol} - eq}{1 eq} = \underline{0.125 \text{ mol}}$$

3. Calcule la masa del soluto (NaOH) despejándola de la ecuación 2.1.2.

$$n = \frac{m}{PM}$$

Despejando “m” quedaría la siguiente ecuación:

$$m = n * PM$$

Sustituyendo valores: $m = (0.125 \text{ mol}) * \left(40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 5 \text{ g}$

Resultado: para preparar esta solución al 0.5 N o normal necesita **5 gramos de NaOH**

Material y equipo

- 2 vasos de precipitado de 50 ml
- 2 pipetas de 10 ml
- 2 matraces aforados de 500 ml
- Balanza analítica

Reactivos

- Ácido clorhídrico
- Hidróxido de sodio (en escamas o pellets)
- Agua destilada o desionizada a temperatura ambiente

**El ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio son sustancias muy nocivas para la salud, por lo tanto, se tienen que usar guantes, cubrebocas y lentes de seguridad. Además, lea las normas de seguridad del laboratorio.

Procedimiento

Preparación de la solución de ácido fuerte: ácido clorhídrico (HCl) al 1 M

1. En el matraz aforado agregue de 50 a 100 ml de agua destilada o desionizada a temperatura ambiente.
2. Calcule los ml de HCl necesarios para obtener 1 M de la solución en 500 ml de agua tomando en cuenta las ecuaciones de esta sección.

Tip: utilice un embudo para que sea más sencillo agregar el HCl al matraz.

$$\text{Molaridad} = \frac{n_{\text{soluto}}}{L_{\text{solución}}} \quad \text{Ecuación 2.1.1}$$

Sustituyendo valores: $M_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{0.5L} \rightarrow 1 \text{ M} = \frac{n_{\text{soluto}}}{0.5L}$

Con la ecuación 2.1.3. se despeja la masa del soluto:

$$n = \frac{m}{PM}$$

Despejando la masa (m), quedaría la siguiente ecuación: $m = n * PM$

Tip: registre sus respuestas en la tabla correspondiente

Con la ecuación 2.1.5. despejar el volumen del soluto para preparar la solución

$$\rho (\text{densidad}) = \frac{m (\text{masa})}{\text{Volumen (V)}} \quad \text{Ecuación 2.1.5}$$

Colocar los resultados en la siguiente tabla:

n (moles de HCl)	ml del HCl

3. Mida con la pipeta los ml de ácido clorhídrico obtenidos con la fórmula anterior y agréguelos poco a poco en el matraz que contiene agua, en la campana del laboratorio.

Tip: mida el HCl dentro de la campana de extracción en modo encendido

4. Agregue el agua destilada o desionizada poco a poco hasta la línea en el matraz de aforación.

5. Mueva el matraz de aforación girando verticalmente 180 °. Mantenga el dedo índice en la tapa.

Preparación de la solución de base fuerte: hidróxido de sodio (NaOH) al 1 M

1. En el matraz aforado agregue de 50 a 100 ml de agua destilada o desionizada a temperatura ambiente.

2. Calcule la masa del NaOH necesaria para obtener 1 M de la solución a 500 ml con las ecuaciones 2.1.1., 2.1.2. y 2.1.3. y agregue los resultados en la siguiente tabla:

Tip: nunca agregue el agua al NaOH porque se genera una reacción exotérmica que puede explotar. El NaOH siempre se agrega al agua.

n (moles de NaOH)	gramos del NaOH

3. Repita los pasos del 3 al 5 de la preparación de la solución del HCl al 1 M.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
1. Mencione y explique 3 pasos para preparar soluciones con concentraciones normales (N).	
2. ¿Por qué se calcula el volumen del HCl para la solución del HCl al 1 M y en el caso de la solución del NaOH se obtiene la masa?	

Resultados y observaciones

Referencias

Skoog, D.A. (2014). *Fundamentos de química analítica* (9a ed.). Cengage Learning.



Práctica 2

Identificación de cationes
a la flama

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Reconocer la importancia de la identificación de cationes a la flama, como técnica analítica y su aplicación en la determinación cualitativa de cationes en una muestra.
- Familiarizarse con los colores característicos de los cationes metálicos, identificados en la llama mediante la observación directa en el laboratorio.
- Desarrollar habilidades de observación y análisis cualitativo mediante la interpretación de colores y su comparación con estándares conocidos.
- Aplicar los conocimientos teóricos adquiridos en la clase de química analítica en un contexto práctico.
- Fomentar la curiosidad científica y el pensamiento crítico, proponiendo explicaciones a los fenómenos observados.

Introducción

En química, suele decirse que los elementos revelan su verdadera naturaleza cuando están en contacto o se enfrentan a condiciones extremas. En la química analítica, una técnica que ilustra esto de manera especial es el análisis de cationes a la flama. En esta práctica, se conocerá cómo los elementos reaccionan y se manifiestan cuando son sometidos al calor intenso de una llama, revelando información importante sobre su identidad y composición (Fuentes-Orduño, 2024).

Descubriendo las propiedades de los metales

Se sabe que la mayoría de los elementos de la tabla periódica son metálicos, representando aproximadamente el 80 % de los elementos conocidos en el mundo. Estos metales exhiben una amplia gama de propiedades, tanto físicas como químicas, que los distinguen unos de otros. En particular, las propiedades químicas de los metales se hacen evidentes cuando se ponen en contacto con el oxígeno presente en el aire, dando como resultado reacciones espectaculares.

La técnica de identificación cualitativa de cationes a la flama

El análisis de cationes a la flama es una técnica analítica de identificación práctica que aprovecha la reactividad de los metales en presencia de calor y oxígeno. Este método se basa en la observación cuidadosa del color que emite la muestra cuando se calienta a la llama. Cada metal produce un color característico, lo que permite a los científicos identificar y cuantificar la presencia de cationes metálicos en una muestra de manera precisa. Por ejemplo, el catión de Na^+ produce un color amarillo

intenso, como lo podemos ver en la Figura 2.b, mientras que el Sr^+ producirá uno rojo-naranja (Figura 2.a) o el color blanco del Bario (Figura 2.c) (Malik, 2022a; Fuentes-Orduño, 2021).

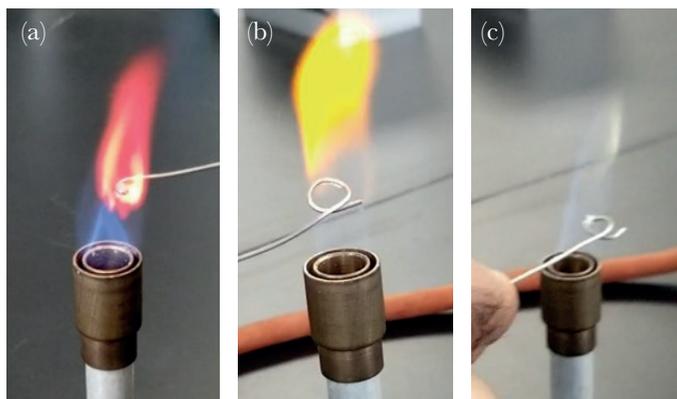


Figura 2. Identificación de cationes a la flama. 2.a Estroncio, 2.b Sodio, 2.c Bario
Fuente: Malik (2022a).

Material y equipo

- Cerillos o encendedor
- 5 cápsulas de porcelana
- Alcohol
- 1 vaso de precipitado
- Espátula
- Vidrio de reloj
- Balanza analítica
- Marcador permanente
- Colores

Reactivos

- Diferentes sales metálicas: 5 g de: cloruro de sodio: NaCl , cloruro de potasio: KCl , nitrato de calcio: $\text{Ca}_2(\text{NO}_3)_2$, cloruro de litio: LiCl , nitrato de cobre: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

*Siga las normas de seguridad del laboratorio de este manual y seleccione sales que no contengan Pb o Hg . Observe dónde están los extinguidores y regaderas, ya que se usará fuego en esta práctica. Maneje las sustancias con cuidado.

Procedimiento

1. Con la espátula y el vidrio de reloj, pese en la balanza analítica 5 g de cada compuesto

Tip: preferentemente use una miniespátula de reactivos de doble extremo.

2. Coloque cada compuesto en una cápsula de porcelana diferente y con el marcador permanente escriba sus nombres para diferenciarlos.

3. Añada un poco de alcohol etílico a cada cápsula de porcelana.

4. Con un encendedor o cerillos, encienda las cápsulas de porcelana cuidadosamente de una por una hasta observar el color que desprende. Si no ocurre el cambio de color en la flama es porque agregó mucho alcohol, por lo que tendrá que revolver las sales de cada cápsula con un agitador de vidrio.

5. Registre sus observaciones.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Dibujo de la llama	Metal que la produce (catión identificado)

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
1. Mencione 3 aplicaciones de la identificación de cationes a la flama en las industrias relacionadas con su carrera	
2. ¿Todos los cationes presentes en las sales seleccionadas presentan coloración a la flama?, mencione las que no	
3. ¿Por qué es importante este tipo de método de identificación en la química analítica?	

Resultados y observaciones



Referencias

- Fuentes-Orduño, M. A. (2021). *Identificación de elementos a la flama*. Tecnológico Nacional de México, Tecnológico del Valle del Yaqui. <https://www.studocu.com/es-mx/document/instituto-tecnologico-de-valle-del-yaqui/biologia-y-bioquimica/practica-identificacion-de-elementos-a-la-flama/14445020>
- Malik, M. A. (2022a). *Separación y confirmación de iones individuales en precipitados del grupo IV y mezcla del grupo V*. LibreText. https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/An%C3%A1lisis_Cualitativo_de_Cationes_Comunes_en_Agua_%28Malik%29/6%3A_Caciones_del_Grupo_IV_y_del_Grupo_V/6.2%3A_Separaci%C3%B3n_y_confirmaci%C3%B3n_de_iones_individuales_en_precipitados_del_grupo_IV_ymezcla_del_grupo_V



Práctica 3

Análisis gravimétrico
de blanqueador
oxigenado sólido

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

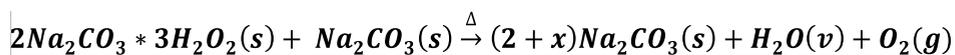
- Conocer los principios básicos del análisis gravimétrico y su aplicación en la determinación de concentración de un blanqueador sólido.
- Aprender los pasos necesarios para llevar a cabo un análisis gravimétrico, incluyendo la preparación de la muestra y la selección y manipulación del precipitado.
- Conocer la composición porcentual que se encuentra dentro del blanqueador oxigenado sólido “Míster Músculo” (específicamente OxyPower) mediante la descomposición química del percarbonato con carbonato de sodio aplicando calor.

Introducción

El análisis gravimétrico es una técnica clásica que se utiliza para determinar la cantidad de una sustancia presente en una muestra, basándose en la masa de un compuesto formado o eliminado en una reacción química específica. En esta práctica se aborda el análisis gravimétrico aplicado a la determinación de la concentración de un blanqueador sólido (Millán, 2016).

El percarbonato de sodio (PCS) es un compuesto no contaminante muy utilizado en la actualidad debido a sus propiedades blanqueadoras y desinfectantes, se estima que la demanda en la Unión Europea para el percarbonato de sodio es de más de 100 000 toneladas al año (Ruiz-Ruiz, 2018).

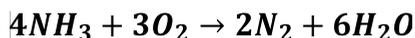
El PCS es soluble en agua, y cuando se pone en contacto con ella se libera oxígeno. Este puede descomponerse a través del carbonato con calor mediante la siguiente fórmula:



Para el análisis gravimétrico, es importante conocer la estequiometría de las reacciones químicas y asegurarse de que la ecuación esté balanceada para hacer los cálculos correspondientes.

Ejercicio:

Para formar nitrógeno (N_2) se necesita realizar una reacción de amoníaco (NH_3) con oxígeno, según la siguiente ecuación balanceada:



En una industria se agregan 34 gramos de NH_3 en suficiente oxígeno. Calcule:

a) ¿cuántos gramos de N_2 se formaron? y b) ¿cuántos litros de agua se producen? (considera que $\rho(H_2O) = 1 \text{ g/ml}$).

Datos:

Masa del $NH_3 = 34 \text{ g}$

Peso molecular del $NH_3 = 17 \text{ g/mol}$

Peso molecular del $N_2 = 28 \text{ g/mol}$

Peso molecular del $H_2O = 18 \text{ g/mol}$

1. Calcule los moles de amoníaco (NH_3) disponibles con la ecuación 2.1.2.

$$n = \frac{m}{PM} = \frac{34 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de } NH_3$$

2. Determine los moles de N_2 con la relación estequiométrica $NH_3 \rightarrow N_2$. De la ecuación balanceada, por cada 4 moles de NH_3 se producen 2 moles de N_2 .

$$n(N_2) = \left[\frac{2 \text{ mol } NH_3}{4 \text{ mol } NH_3} * 2 \text{ mol de } N_2 \right] = 1 \text{ mol de } N_2$$

3. Calcular la masa de N_2 formado, despejando la ecuación 2.1.2.

$$m = n * PM$$

Sustituya valores $\rightarrow m(N_2) = (1 \text{ mol}) * \left(28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 28 \text{ g de } N_2$

4. Calcule los moles de agua formados a través de la relación estequiométrica $NH_3 \rightarrow H_2O$. En esta reacción, por cada 4 moles de NH_3 se forman 6 moles de agua.

$$n(H_2O) = \left[\frac{6 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol } NH_3} * 2 \text{ mol de } NH_3 \right] = 3 \text{ mol de } H_2O$$

5. Calcule la masa y el volumen del agua producida con las ecuaciones 2.1.2. y 2.1.5.

$$m = n * PM$$

Sustituyendo valores $\rightarrow m(H_2O) = (3 \text{ mol}) * (18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 54 \text{ gramos de agua}$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

Sustituya valores $\rightarrow V = \frac{54 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{ml}}} = 54 \text{ mL de agua}$

Resultados:

- a) La masa formada de N_2 es de **28 g**
- b) El volumen de agua formado es de **54 ml**

Material y equipo

- Vaso de precipitado de 100 ml
- Vidrio de reloj grande
- Mechero de Bunsen o mechero de alcohol
- Soporte universal
- Arillo de metal con pinzas
- Rejilla o tela de asbestos
- Balanza analítica

Reactivos

- Reactivo: Míster Músculo OxyPower

Procedimiento

1. Prepare el arillo de metal con pinzas en el soporte universal, posicionando la rejilla o tela de asbesto en el arillo. Colocar por debajo del arillo el mechero que se utilizará para el calentamiento.

Tip: sustituya el mechero de Bunsen o de alcohol por una plancha de calentamiento

- 2. Agregue 5 g del reactivo (g muestra) en el vaso de precipitado. Procure que quede de manera homogénea en el fondo del vaso.
- 3. Caliente la muestra (cada 2 o 3 minutos) tapando el vaso de precipitado con un vidrio de reloj hasta obtener un peso constante (g final).
- 4. Retire el vidrio de reloj cuando empiece a condensarse el agua de la muestra.

Cálculos

Los resultados de los pesos antes (g muestra) y después del calentamiento (g final) se registran en la Tabla 1.

Peso vaso vacío	Peso (vaso + muestra)	Peso muestra (g muestra)	Peso final (g final)

Observaciones

Después de que se calienta la muestra, la disminución del peso final (g_{final}) se debe principalmente a la descomposición del peróxido con el agua y el oxígeno.

$$g_{\text{muestra}} = g_{\text{peróxido}} + g_{\text{final}} \quad \text{Ecuación 2.3.1}$$

Posteriormente, se obtienen los gramos originales del carbonato de la muestra restando la masa del carbonato con la masa de la muestra inicial:

$$g_{\text{peróxido}} = g_{\text{muestra}} - g_{\text{final}} \quad \text{Ecuación 2.3.2}$$

De acuerdo con la reacción de descomposición del percarbonato, la masa del carbonato se obtiene mediante la relación estequiométrica:

$$\frac{2 \text{ mol } (Na_2CO_3)}{3 \text{ mol } (H_2O_2)}, \leftarrow \text{Relación estequiométrica}$$

Hay que recordar que $n = \frac{m}{PM}$

$$g(Na_2CO_3) = g(H_2O_2) * \frac{2 \text{ mol } (Na_2CO_3)}{3 \text{ mol } (H_2O_2)} * \frac{PM(Na_2CO_3)}{PM(H_2O_2)}$$

Para calcular los gramos del carbonato en el percarbonato, se utilizará la siguiente fórmula:

$$g(2Na_2CO_3 * 3H_2O_2) = g(H_2O_2) * \frac{g(Na_2CO_3) \text{ estequiométrico}}{g(H_2O_2) \text{ estequiométrico}}$$

Después se calculan los porcentajes en peso, tanto del peróxido como del percarbonato, con las siguientes fórmulas (recordar lo visto en clases).

$$\% p/p = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{Masa disolución}} * 100 \quad \text{Ecuación 2.3.3}$$

$$\% H_2O_2 = \frac{g(H_2O_2)}{g_{\text{muestra}}} * 100 \quad \text{y} \quad \%(2Na_2CO_3 * 3H_2O_2) = \frac{g(2Na_2CO_3 * 3H_2O_2)}{g_{\text{muestra}}} * 100$$

Por último, la masa del carbonato libre en la mezcla y su composición de masa porcentual se deducirá con las siguientes fórmulas:

$$g(\text{Na}_2\text{CO}_3)\text{libre} = g_{\text{muestra}} - g_{\text{percarbonato}} \quad \text{Ecuación 2.3.4}$$

$$\%(\text{Na}_2\text{CO}_3)\text{libre} = \frac{g(2\text{Na}_2\text{CO}_3 * 3\text{H}_2\text{O}_2)}{g_{\text{muestra}}} * 100 \quad \text{Ecuación 2.3.5}$$

Aunque en la etiqueta del producto OxyClean no se cuenta con la composición proporcionada por el fabricante, puede deducirse que el resultado obtenido de la práctica tenga una desviación debido a la higroscopicidad del producto y la deshidratación durante el calentamiento de la muestra. Esta humedad produce un error sistemático y los porcentajes de los compuestos de la muestra se pueden sobreestimar (Ruiz-Ruiz, 2008).

Observaciones

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
1. ¿Por qué es importante la gravimetría en química analítica?	
2. ¿Por qué es importante la estequiometría para esta práctica?	
3. ¿Qué es la higroscopicidad?	
4. ¿Qué es la descomposición química y en qué tipo de reacciones se presenta? Mencione unos ejemplos diferentes a los de la práctica	

Referencias

- Millán, F. (2016). *Libro para el laboratorio de química analítica*. Instituto Universitario Politécnico de Santiago Mariño. https://www.researchgate.net/publication/306097395_Libro_de_Practicas_de_Quimica_Analitica?channel=doi&linkId=57b0725d08ae0101f1794718&showFulltext=true
- Ruiz-Ruiz, E. J. (2008). *Síntesis electroquímica de percarbonato de sodio por medio de reacciones anódicas y catódicas acopladas*. Centro de Investigación y Desarrollo Tecnológico en Electroquímica. <https://cideteq.repositorioinstitucional.mx/jspui/bitstream/1021/362/1/S%C3%ADntesis%20electroqu%C3%ADmica%20de%20percarbonato%20de%20sodio%20por%20medio%20de%20reacciones%20an%C3%B3dicas%20y%20cat%C3%B3dicas%20acopladas.pdf>



Práctica 4

Titulación/volumetría
Ácido-base

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Comprender la naturaleza de los complejos en química, incluyendo su estructura, formación y estabilidad.
- Identificar los complejos formados en una titulación ácido-base, mediante la utilización de un indicador o titulante específico con constantes de formación muy grandes.
- Analizar la relación entre formación de complejos y la estabilidad del indicador o titulante, lo cual es indispensable para la selección adecuada de los mismos.
- Evaluar de manera crítica los resultados experimentales mediante la titulación ácido-base, indicando otros factores que puedan influir en la precisión y exactitud de los resultados.

Introducción

En los métodos volumétricos clásicos de la química analítica, el análisis se realiza a través de la medición del volumen de una solución estandarizada con concentración conocida, llamada **titulante**, la cual reacciona estequiométricamente con el volumen de la solución dada (analito), denominado **titulado**.

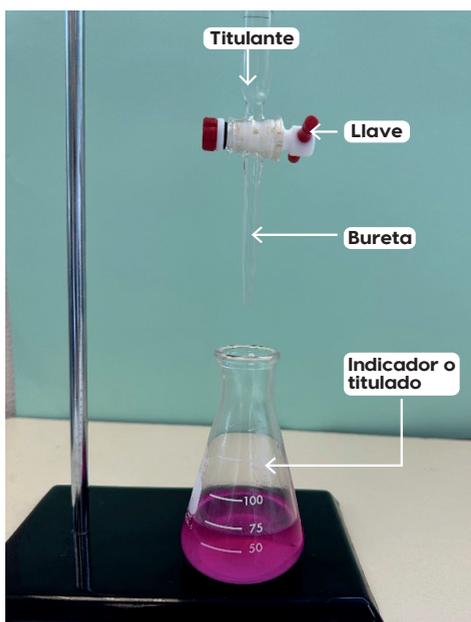


Figura 3. Titulación o volumetría

Fuente: elaboración y fotografía propias. 2024

En química analítica, la precisión y exactitud son fundamentales para obtener resultados confiables. En el análisis volumétrico, la determinación de la concentración del titulante es esencial para garantizar la exactitud del método. Esta se establece mediante el uso de soluciones patrón, cuyas concentraciones son conocidas de acuerdo con la literatura (Millán, 2016).

Entre los diversos métodos de titulación, uno de los más comunes y didácticos para que los estudiantes de ingeniería puedan aprenderlos es la **titulación ácido-base**. Este método implica una reacción de neutralización, en donde un ácido y una base, preferentemente fuertes, reaccionan para obtener la formación de sal y agua.

La rapidez y la estequiometría conocida de esta reacción, junto con la detección y medición del volumen del punto final, son elementos esenciales para el éxito de esta práctica.

El valor del pH depende de la hidrólisis de la sal formada en la reacción. En las titulaciones entre un ácido y una base fuerte, como el HCl y el NaOH, el punto de equivalencia es igual al del agua K_w , por lo que el pH es igual a 7.

Cuando se conoce el punto de equivalencia, se puede elegir el tipo de indicador a utilizar. Se muestran algunos ejemplos en la siguiente tabla, ordenado de menor a mayor pKa (Harvey, 2022):

Tabla 1. Indicadores ácido-base con concentración de 0.1 % en agua destilada como solvente

Indicador	Color ácido	Color básico	Rango de pH
Azul de timol pKa = 1.65	Rojo	Amarillo	1.2 a 2.8
Naranja de metilo pKa = 3.4	Rojo	Amarillo-naranja	3.1 a 4.4
Azul de bromofenol pKa = 4.1	Amarillo	Azul violeta	3 a 4.6
Verde de bromocresol pKa = 4.9	Amarillo	Azul	3.8 a 5.4
Rojo de metilo pKa = 5	Rojo	Amarillo	4.4 a 6.2
Azul de bromotimol pKa = 7.3	Amarillo	Azul	8 a 9.6
Rojo de fenol pKa = 8	Amarillo	Rojo	6.8 a 8.2
Fenolftaleína pKa = 9	Incoloro	Magenta	8 a 9

Fuente: Elaboración propia con datos de Harvey, 2022.

Material y equipo

- Pipetas graduadas
- Matraces aforados de 1 L
- Vaso de precipitado 100 ml
- Erlenmeyer de 250 ml
- Soporte y pinzas
- Buretas
- Balanza
- Vidrio de reloj
- Espátula

Reactivos

- HCl al 1 M
- HCl al 2 M
- NaOH al 2 M
- Fenolftaleína

Titulación ácido fuerte 1M / base fuerte 2M

1. Prepare las soluciones del ácido clorhídrico y del hidróxido de sodio al 1 M y 2 M, respectivamente, con la fórmula 2.1.1. Calcule la masa de cada compuesto mencionado con anterioridad (HCl y NaOH) para aforarlos a 250 ml (agregue los cálculos en la sección correspondiente).

Cálculos

2. Agregue 50 ml de la solución de NaOH al 2 M en una bureta. Añada de 2 a 4 del indicador seleccionado a la solución de base fuerte.
3. Acomodar la bureta en el soporte universal con las pinzas, añadiendo la solución de hidróxido de sodio con la fenolftaleína.
4. Agregue 100 ml de la solución de ácido clorhídrico al 1 M en un matraz Erlenmeyer y colóquelo debajo de la bureta.
5. Repita la titulación como en el procedimiento anterior y registre los datos y observaciones.

Cálculos

Para calcular de manera teórica lo que se realiza en la práctica, considere las siguientes cuestiones:

Los aspectos cuantitativos se basan principalmente en el punto de equivalencia, que corresponde al punto de inflexión de la curva. Este es fundamental, ya que en él se cumple la igualdad de los equivalentes:

$$n^{\circ}eq_{titulante} = n^{\circ}eq_{titulado} \quad \text{Ecuación 2.4.1}$$

$$N_{titulante}V_{titulante} = N_{titulado}V_{titulado} \quad \text{Ecuación 2.4.2}$$

Despejando la normalidad del titulado de la ecuación 2.4.2., nos quedaría la siguiente ecuación:

$$N_{titulado} = \frac{N_{titulante} * V_{titulante}}{V_{titulado}}$$

Los gramos y el porcentaje de analito serán la ecuación 2.4.3. y 2.4.4. respectivamente:

$$g_{titulado} = N_{titulado} * V * Meq \quad \text{Ecuación 2.4.3}$$

$$\%pp = \frac{g_{titulado}}{g_{muestra}} * 100 \quad \text{Ecuación 2.4.4}$$

Sin embargo, es importante tener en cuenta que el uso de indicadores puede introducir un error sistemático, este puede ser positivo o negativo, dependiendo si cambia de color antes o después del punto de equivalencia.

Para calcular el error sistemático relativo, fundamental para evaluar la precisión de los resultados en función de los volúmenes (V_{eq}) y del punto final (V_p) de la titulación, se emplea la siguiente fórmula (ecuación 2.4.5.):

$$\%ERR = \frac{V_f - V_{eq}}{V_{eq}} * 100 \quad \text{Ecuación 2.4.5}$$

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
1. ¿Por qué es importante conocer y aprender sobre volumetría en las carreras de ingeniería?	
2. ¿Cuánto tiempo tardó en cambiar de color cuando las concentraciones de los reactivos eran iguales? ¿Por qué?	
3. ¿Cuánto tiempo tardó en virar el color cuando las concentraciones eran diferentes? ¿Por qué?	
4. ¿Qué otros indicadores de color existen? ¿Por qué se utilizó la fenolftaleína para esta práctica?	
5. ¿De qué color se volvió? Dibuje sus resultados	

Resultados y observaciones

Referencias

- Harvey, D. (2022). *Titulaciones ácido-base*. LibreTexts. [https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica_2.1_\(Harvey\)/09%3A_M%C3%A9todos_Titrim%C3%A9tricos/9.02%3A_Titulaciones_%C3%A1cido-Base](https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica_2.1_(Harvey)/09%3A_M%C3%A9todos_Titrim%C3%A9tricos/9.02%3A_Titulaciones_%C3%A1cido-Base)
- Millán, F. (2016). *Laboratorio de química analítica 1. Análisis volumétrico. Conceptos teóricos*. Instituto Universitario Politécnico Santiago Mariño. https://www.researchgate.net/publication/306097395_Libro_de_Practicas_de_Quimica_Analitica?channel=doi&linkId=57b0725d08ae0101f1794718&showFulltext=true



Práctica 5

Identificación de compuestos
por precipitado

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Comprender los principios fundamentales de los métodos de separación y purificación, incluyendo la formación y las características de los precipitados.
- Aplicar técnicas de precipitación para separar compuestos de una mezcla, reconociendo los factores que afectan su formación y pureza.
- Realizar procedimientos experimentales siguiendo protocolos adecuados para la manipulación de reactivos y la separación de fases.
- Evaluar resultados e interpretar observaciones para identificar los compuestos presentes en la muestra y evaluar la eficiencia del proceso de precipitación.
- Aplicar los conocimientos en contextos prácticos, comprendiendo la importancia de los métodos de separación en la investigación científica y el análisis químico.

Introducción



La identificación de compuestos mediante el precipitado es una técnica analítica esencial en el laboratorio de química, ya que permite separar y caracterizar los diferentes elementos presentes en una muestra. En esta práctica se exploran algunos compuestos que son producto de las reacciones; estos se estudian por sus características físicas, como el color, el tamaño de partícula y su morfología, etcétera. En la Figura 4 un alumno analiza un polvo obtenido mediante una síntesis verde (precipitado) para la obtención de nanopartículas metálicas.

Figura 4. Análisis de precipitado en el laboratorio

Fuente: fotografía propia (2024).

Se reconoce una reacción de precipitación debido a la formación de un electrolito (compuesto) sólido que no es soluble en el agua o en el medio líquido que se obtuvo de la reacción. Este electrolito se encuentra en equilibrio con sus iones, y la constante de equilibrio que corresponde a este se le denomina **producto de solubilidad**.

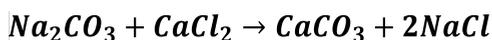
El propósito de esta práctica es que el alumno aprenda a manipular con seguridad reactivos químicos; así como reconocer los cambios visuales que inciden en la formación de precipitados e interpretar los resultados obtenidos para identificarlos. **Tip:** puede preparar previamente las dos soluciones que se presentan en los reactivos, es decir, llevar a cabo el paso #1 de esta práctica.

1. Obtención de carbonato de calcio (para identificación del calcio cualitativa y cuantitativamente)

El carbonato de calcio, “cal”, es un compuesto sumamente utilizado para ingeniería dentro de distintos procesos, tales como la clarificación en la elaboración de azúcar (Herrera-Álvarez et al., 2020), como agente estabilizador de suelos (Macías-García et al., 2024), para la fabricación de papel ecológico, ladrillos, para productos de cuidado personal, entre otros.

Una de las maneras más comunes para la obtención del carbonato de calcio es la precipitación del carbonato de sodio con el cloruro de cálcico (Manuel-Torres, 2004).

La reacción de precipitación balanceada para la obtención del CaCO_3 , es:



En esta primera parte de la práctica, podrá identificar cualitativamente la presencia y la cantidad de calcio de una solución.

Material y equipo

- 1 vaso de precipitado de 100 ml
- Espátula acanalada
- Balanza analítica
- Probeta de 50 ml
- 2 matraces de aforación de 100 ml
- Pipeta de 10 ml o 50 ml
- 2 vidrios de reloj o caja petri
- Cápsula de porcelana
- Centrífuga
- Tubos para centrífuga
- Estufa

Reactivos

- Na_2CO_3 al 0.2 M
- CaCl_2 al 0.2 M
- Agua destilada

Procedimiento



1. Prepare las soluciones del cloruro de calcio y carbonato de sodio al 0.2 M con la ecuación 2.1.1. Calcule la masa de cada compuesto mencionado con anterioridad (Na_2CO_3 y CaCl_2) para aforarlos a 100 ml (agregue los cálculos en la sección correspondiente).
2. Identifique los matraces de aforación de las soluciones elaboradas anteriormente con etiqueta o con plumón permanente.
3. Agregue 30 ml de agua destilada o desionizada en el vaso de precipitado.
4. Añada 10 ml de cloruro de calcio al 0.2 M con la pipeta en el vaso de precipitado con el agua destilada.

Figura 5. Se coloca el precipitado en la cápsula de porcelana

Fuente: fotografía propia (2024).

5. Agregue 10 ml del carbonato de sodio al 0.2 M en la mezcla anterior.
6. Observe qué es lo que ocurre y efectúe los apuntes necesarios.
7. Agite muy bien y pase la solución en tubos de centrifuga (son necesarios números pares) para separar el precipitado de la solución. Si es necesario, agregue otros tubos con agua destilada para balancear y no descalibrar el equipo.
8. Coloque los tubos de centrifuga en la centrifuga a 2 000 rpm por 10 minutos.
9. Elimine la solución y agregue el precipitado en una cápsula de porcelana (Figura 5).
10. Coloque la cápsula de porcelana con el precipitado en una estufa a 250 °C por 30 minutos.
11. Deje enfriar por 10 minutos, pese el contenido en la cápsula de porcelana. Pese y agregue la información.

Cálculos para preparación de soluciones

--

Peso cápsula vacía	Peso (cápsula + muestra)	Peso muestra (g muestra)

Observaciones

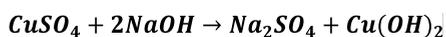
--

2. Identificación del cobre y hierro por reacción de precipitación (cualitativamente)

El cobre y el hierro son elementos metálicos presentes en el suelo y las plantas. Asimismo, tienen diferentes usos y aplicaciones industriales.

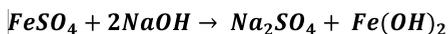
El cobre (Cu^{2+}) se emplea en distintos sectores: en la industria química, para fabricar pesticidas, fungicidas y pigmentos; en electrónica, para la fabricación de cables y circuitos; en metalurgia, para producir aleaciones como el latón y el bronce; en la industria alimentaria, como aditivo para fortificar alimentos y conservante; y en el tratamiento de aguas, para eliminar contaminantes orgánicos e inorgánicos gracias a sus propiedades oxidantes y catalíticas (Stea, 2024).

La identificación del ion cobre II se obtiene mediante la reacción con hidróxido de sodio en medio básico. La reacción de precipitación balanceada para la obtención del $\text{Cu}(\text{OH})_2$, es la siguiente:



Por otro lado, el Fe^{3+} tiene importantes aplicaciones en diferentes industrias, como la industria siderúrgica, para la producción de acero; la medicina, para la fabricación de suplementos para tratar la anemia; tratamiento de aguas, para eliminar contaminantes como el arsénico y otros metales pesados; como catalizadores para la síntesis del amoníaco; para la fabricación de tintes y pigmentos (Bolívar, 2023).

La identificación del ion de hierro III se realiza mediante la reacción con hidróxido de sodio en medio básico. La reacción de precipitación balanceada para la obtención del $\text{Fe}(\text{OH})_3$, es la siguiente:



En esta segunda parte de la práctica, podrá identificar cualitativamente los cationes de cobre y hierro en una solución.

3. Identificación de cobre y hierro por reacción de precipitación

Material y equipo

- 2 vasos de precipitado de 100 ml
- 3 espátulas acanaladas
- Balanza analítica
- Balanza semianalítica
- Probeta de 100 ml
- 4 vidrios de reloj
- 2 agitadores de vidrio
- Campana de extracción
- Guantes

Reactivos

- 100 ml de agua destilada o desionizada
- 5 gramos de NaOH en pellets o escamas
- 1.5 gramos de CuSO_4
- 1.5 gramos de FeSO_4

*El hidróxido de sodio es una sustancia muy nociva para la salud, por lo tanto, es necesario usar guantes, cubrebocas y lentes de seguridad, además de leer atentamente las normas de seguridad del laboratorio de este manual.

Procedimiento

3.1. Identificación de cobre

1. Pese en la balanza analítica 1.5 gramos de sulfato de cobre sobre un vidrio de reloj.
2. Por otro lado, pese 2.5 gramos de hidróxido de sodio con la ayuda de una espátula acanalada dentro de la campana de extracción en la báscula analítica o semianalítica (use guantes, ya que la sosa cáustica es muy irritante).
3. Agregue 50 ml de agua en uno de los vasos de precipitado.



Figura 6. Resultado de la reacción para la identificación de Cu^{+2}

Fuente: fotografía propia (2023).

4. Incorpore poco a poco el NaOH en los 50 ml de agua destilada dentro de la campana de extracción. Agite hasta que la solución esté homogénea.
5. Añada el sulfato de cobre en la mezcla anterior.
6. Observe lo que sucede y realice sus anotaciones (Figura 6).

3.2. Identificación de hierro

1. Pese en la balanza analítica 1.5 gramos de sulfato de hierro sobre un vidrio de reloj.
2. Repita los pasos del 2 al 4 de la sección 3.1. (identificación de cobre por reacción de precipitación).
3. Añada el sulfato de cobre a la mezcla que se obtuvo en los pasos anteriores.
4. Observe lo que sucede y hacer anotaciones (Figura 7).

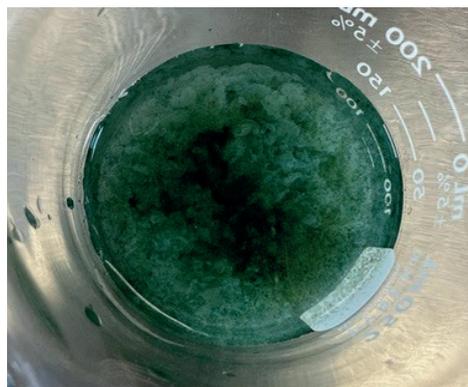


Figura 7. Resultado de la reacción para la identificación de Fe^{+2}

Fuente: fotografía propia (2023).

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
1. ¿Cuál es la importancia de preparar las soluciones antes de llevar a cabo un análisis por precipitación?	
2. ¿Cómo se forma y caracteriza el precipitado en presencia de iones de cobre y hierro?	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
3. Explique el fundamento de la prueba de cloruro férrico para identificar $\text{Fe}(\text{OH})_2$ cómo se manifiesta la formación de precipitados en esta prueba	

Observaciones

Referencias

- Bolívar, G. (2023). Hidróxido de hierro (II). *Lifeder*. <https://www.lifeder.com/hidroxido-de-hierro/>
- Herrera-Álvarez, S., Gómez-Rodríguez, L. A. y Cabrera-Ferrán, P. (2020). Influencia del uso del carbonato de calcio en la alcalinización y sedimentación del jugo de caña. *Centro Azúcar*, 47(3), 70-82. http://scielo.sld.cu/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S2223-48612020000300070&lng=es&tlng=es.
- Macías-García, D. A. y Ortiz-Hernández, E. H. (2024). Estudio del carbonato de calcio como agente estabilizador de subrasante. *Revista Multidisciplinar de Innovación y Estudios Aplicados*, 7(7), 2303-2315 <https://polodelconocimiento.com/ojs/index.php/es/article/view/4346>
- Manuel-Torres, E. (2004). *Lo esencial sobre las reacciones químicas*. Anaya Educación.
- Stea, M. (2024). Hidróxido de cobre (II). *Lifeder*. <https://www.lifeder.com/hidroxido-de-cobre-ii/>



Práctica 6

Marcha catiónica

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Identificar cationes en una muestra de agua extraída de un río, laguna, lago, agua de grifo, agua de botellón, etcétera.

Introducción

El agua es un recurso fundamental para la vida y esencial para la mayoría de los procesos ambientales, domésticos e industriales. Sin embargo, no toda el agua es segura para beber o usar.

La calidad del agua puede variar según su fuente y el tratamiento al que ha sido sometida. Por esta razón, es fundamental conocer la pureza del agua de un sitio determinado. En la Figura 8 se observa una muestra de agua del río San Marcos, en Ciudad Victoria, Tamaulipas, que fue modificada por el instructor de la asignatura para después llevar a cabo el análisis de marcha catiónica.



Figura 8. Muestra de agua para marcha catiónica. Agua del río San Marcos de Ciudad Victoria, Tamaulipas, modificada agregando dos cationes para su posterior identificación

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

La pureza del agua se refiere a la cantidad de elementos indeseados que contiene. Estas impurezas incluyen microorganismos, productos químicos, minerales y metales pesados. Su presencia afecta la calidad del agua y puede tener un impacto directo en la salud humana, la agricultura y el medio ambiente.

La marcha catiónica es un método utilizado en química analítica para separar e identificar iones metálicos en una muestra determinada. Este método es muy importante en la formación de un ingeniero, especialmente de un ingeniero ambiental o cualquier otra especialidad relacionada con el medio ambiente. Al emplear este método, es posible determinar la composición iónica de la muestra, identificar los metales presentes y evaluar su concentración. Durante el procedimiento, se generan formaciones de precipitados característicos o cambios de color que permiten la identificación y separación de los iones responsables de la contaminación del agua (Cabañas-Criado et al., 2013).

Para la realización de esta práctica, es fundamental seguir con precisión las gráficas o diagramas de marchas catiónicas y calcular las muestras para determinar el porcentaje o la cantidad de metales presentes en la muestra seleccionada. La

Figura 18 muestra un diagrama simple para identificar algunos compuestos del grupo 1 y otro más complejo correspondiente a la marcha catiónica del grupo 2.

En las siguientes figuras, se observan algunos de los pasos de la marcha catiónica en una de las muestras. En la Figura 9 se realizó el proceso de centrifugación para separar el precipitado de la solución, ya que el tamaño de partículas del precipitado era muy pequeño, por lo que con el papel filtro rápido se iba a pasar a la parte acuosa. En la Figura 10 se identificó Fe^+ en un precipitado previamente filtrado y secado en el horno.

En la Figura 10 se muestra uno de los pasos de la marcha catiónica para identificar el catión de mercurio (Hg^+). Al agregar hidróxido de sodio, se forma un precipitado de color gris muy oscuro, casi negro. Para determinar la cantidad de este elemento en la muestra, se tiene que filtrar (Figura 10) y asegurarse de que no se pase el precipitado a la solución; cuando esta se ve cristalina, significa que el filtrado fue exitoso (Figura 11). Durante la marcha catiónica, también puede ocurrir que no haya precipitación ni coloración en las disoluciones. Esto indica que la marcha analítica ha finalizado o que no hay ningún otro catión que se pueda identificar en la muestra.



Figura 9. Filtración para el precipitado 3
Fuente: fotografía de Mireles (2023).



Figura 10. Resultado del precipitado 3 filtrado para identificación del catión Hg^+
Fuente: fotografía de Mireles (2023).



Figura 11. Ejemplo de cuándo parar la filtración o la marcha: se muestra el agua sin ninguna precipitación, completamente cristalina

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

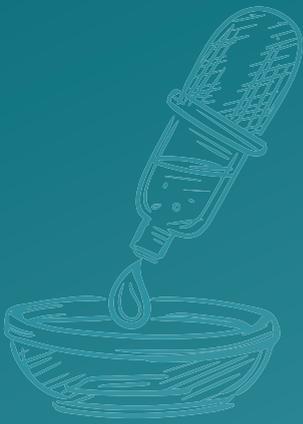
Material y equipo

- Vasos de precipitado
- Horno
- Centrífuga
- Tubos de centrífuga
- Papel filtro
- Pipetas
- Matraz volumétrico
- Agua destilada
- Pipeta
- Embudo de vidrio
- Balanza analítica
- Vidrio de reloj

Reactivos

- 2 muestras de 500 ml de agua
- Ácido clorhídrico (HCL) al 2M
- Hidróxido de amonio (NH_3OH)
- Hidróxido de sodio (NaOH) al 2M

**Los reactivos de esta práctica son nocivos para la salud, por lo tanto, es necesario usar guantes, cubrebocas y lentes de seguridad, además de leer atentamente las normas de seguridad del laboratorio de este manual.



Práctica 7

Marcha catiónica Grupo 1 y 2

A continuación, se tiene un esquema básico para separar e identificar iones metálicos de los grupos 2, 3, 4 y 5 de manera sencilla.

Pasos para llevar a cabo la marcha catiónica simple (grupo 1 y 2).

En la Figura 18 se muestra de manera práctica un diagrama de la marcha catiónica simple para identificar los cationes del grupo 1 y 2.

*Recuerde que el primer paso para analizar una muestra es la marcha catiónica simple.

Primera parte (cationes del grupo 1)

Paso 1

- Prepare una solución del 2 al 6 molar de ácido clorhídrico (HCl) utilizando las ecuaciones 2.1.1. y 2.1.2. para aforar a 100 ml (Figura 12).
- Agregue 5 ml de la solución de HCl a una muestra de 50 ml de agua con una pipeta. Si no hay una reacción, añada de 2 en 2 ml hasta agregar 10 ml de la solución del ácido.
- Si se forma un precipitado (precipitado 1), significa que se tienen cationes del grupo 1 (Figura 13) en la muestra (Ag^+ , Hg^+ o Pb^+).
- Agregue 10 ml de agua y caliente por 10 minutos. Centrifugue y separe el precipitado (precipitado 2) y la solución resultante (disolución 2), que deberá identificar con una etiqueta o plumón en el vaso de precipitado donde lo tengas.



Figura 12. Soluciones preparadas para usar en el procedimiento de la marcha catiónica

Fuente: autoría propia (2024).

Paso 2

- Prepare una solución de hidróxido de amonio al 6 molar (NH_4OH) y agregue de 2 en 2 ml al precipitado 2.
- Lleve a la centrifuga.
- Si se forma un precipitado color gris oscuro o negro (precipitado 3), significa que se tienen sales de plomo, es decir, se identifica el catión de Hg^{+3}
- Deje a un lado la solución resultante después de centrifugarse. Separe y marque como disolución 3.



Figura 13. Resultado del precipitado 1 después de ser filtrado y secado

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

Tip: puede preparar previamente las soluciones de la marcha catiónica para eficientizar el proceso

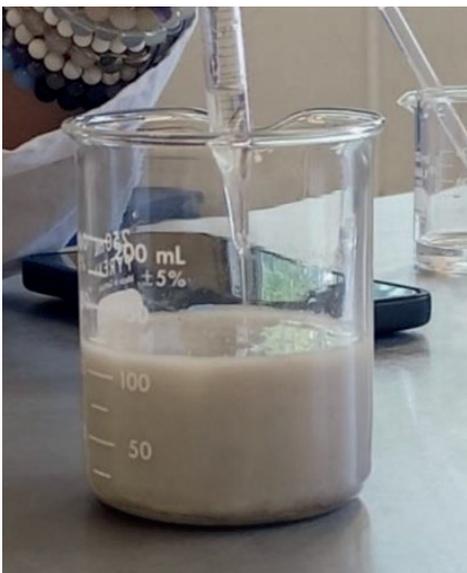


Figura 14. Resultado del precipitado para la identificación del ion Ag^+

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

Paso 3

- En la disolución 2 agregue de 0.5 g a 1 g de permanganato de potasio (K_2CrO_4) pesados previamente en un vidrio de reloj en la báscula analítica.
- Si se obtiene como resultado un precipitado de color amarillo (precipitado 4), significa que se ha identificado el catión de plomo (Pb^{2+}).

Paso 4

- Agregar unas gotas de ácido nítrico a la disolución 3 para observar si se presenta como resultado un precipitado (Figura 16).

Si se forma un precipitado blanco (precipitado 5), quiere decir que se ha identificado el catión de plata (Ag^+) (Figura 14).

Segunda parte (cationes del grupo 2)



Figura 15. Proceso de filtración para el precipitado 6

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

Paso 5

Prepare una solución del 10 al 15 molar de hidróxido de amonio (NH_4OH).

- Agregue de 2 a 2 ml de esta solución a la disolución 1, hasta alcanzar máximo 10 ml.
- Si se forma un precipitado, filtre y separe este (precipitado 6) y la solución. El resultado es la disolución 4, la cual se utilizará más adelante (Figura 15).

Paso 6

- Prepare dos soluciones de ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de sodio (NaOH) al 6 molar.
- Agregue de 2 en 2 ml la solución de HCl en el precipitado 6 hasta que este se disuelva por completo.
- Posteriormente añada la solución de NaOH preparada previamente poco a poco (2 en 2 ml hasta alcanzar máximo 10 ml).
- Lleve la solución restante a la centrífuga (Figura 16). Separe el precipitado (precipitado 6) de la solución (disolución 5).
- Si el precipitado tiene un color blanquecino o grisáceo claro (precipitado 7), se ha identificado el catión de bismuto (Bi^{+3}).



Figura 16. Proceso de centrifugación para separar el precipitado de la mezcla
Fuente: fotografía de Mireles (2024).

*Recuerde que, para conocer de manera cuantitativa los elementos del grupo 1 y 2 de esta marcha catiónica, se deben filtrar los precipitados y eliminar la humedad

Paso 7

- Agregue poco a poco, preferentemente de 1 en 1 ml o de 2 en 2 ml, la solución de HCl al 6 molar a la disolución 5.
- Si se forma un precipitado color blanco (precipitado 8), el resultado nos indica que se ha identificado el catión de estaño (Sn^{+4}).

Paso 8

- Agregue unas virutas de hierro al precipitado 8 y se mantiene con calor en la plancha de calentamiento.
- Añada unas gotas de cloruro de mercurio (HgCl_2) y observe si se forma un precipitado blanco (precipitado 9). Si es así, se obtuvo el catión de estaño reducido (Sn^{+2}).
- Para conocer la masa del precipitado, filtre y caliente en el horno por 10 minutos para eliminar el exceso de humedad.

Tip: el paso 8 es para corroborar 2 veces la presencia del estaño en la cual se usa un compuesto con mercurio. Puedes omitir este paso, a menos que el instructor indique lo contrario.



Figura 17. Precipitado 10 después de secarse en el horno para identificación de ion Cu^+ .

Fuente: fotografía de Mireles (2023).

Paso 9

- La disolución 4 se separa en 2 vasos de precipitado en partes iguales, los cuales identificaremos como 4a para el cobre y 4b para el cadmio.
- Agregue unas gotas de ácido acético ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$) a la disolución 4a.
- Añada poco a poco ferriocianato de potasio ($\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$).
- Si observa un precipitado color rojizo-marrón (precipitado 10), quiere decir que se identificó el catión de cobre (Cu^{+2}).
- Para cuantificar el cobre presente en la muestra, filtre, elimine la humedad y pese (Figura 17).

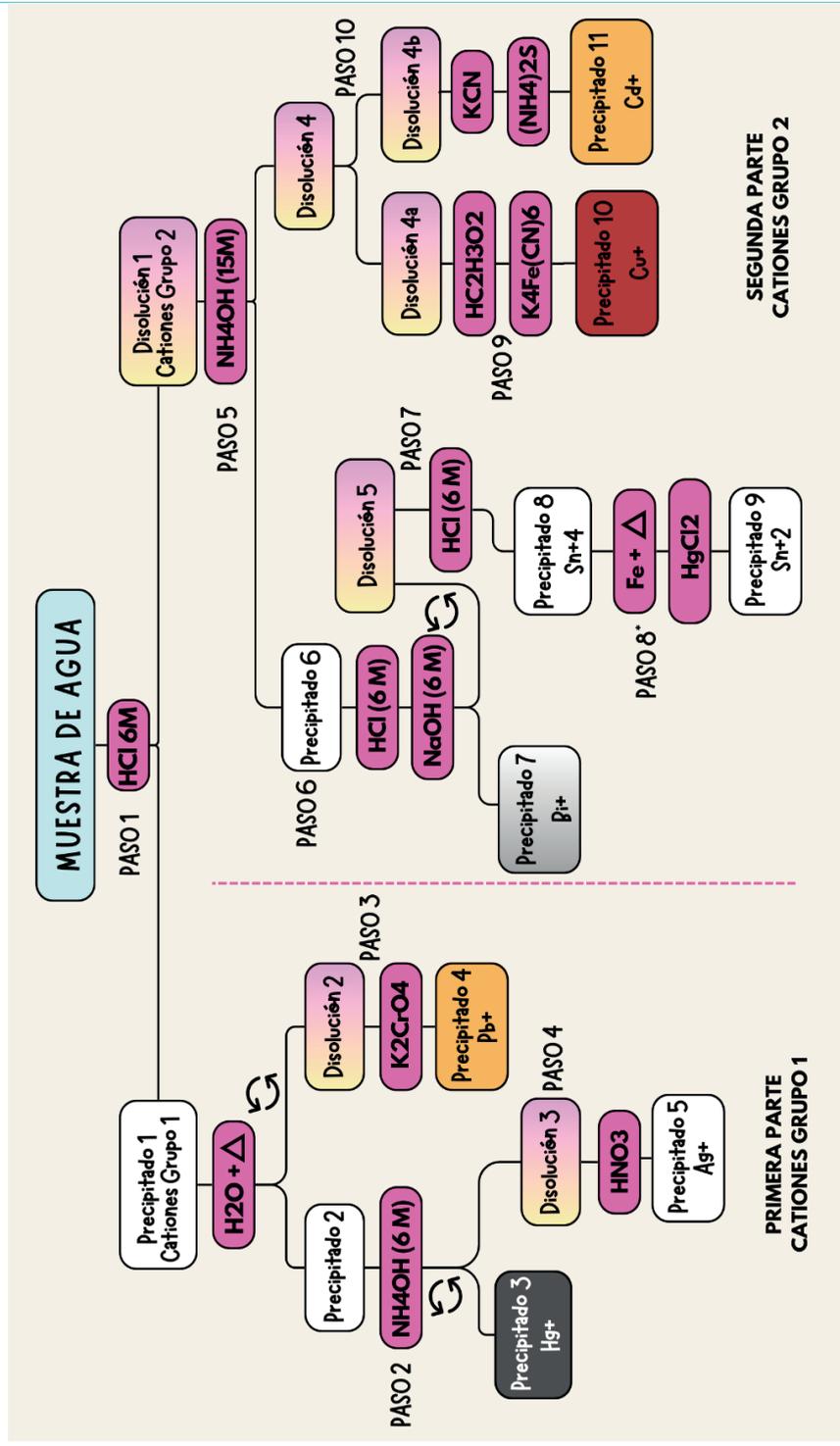


Figura 18. Diagrama de marcha cationica simple para la identificación de los cationes metálicos más comunes: plata, fierro y aluminio
Fuente: elaboración propia con información de Malik (2022b).

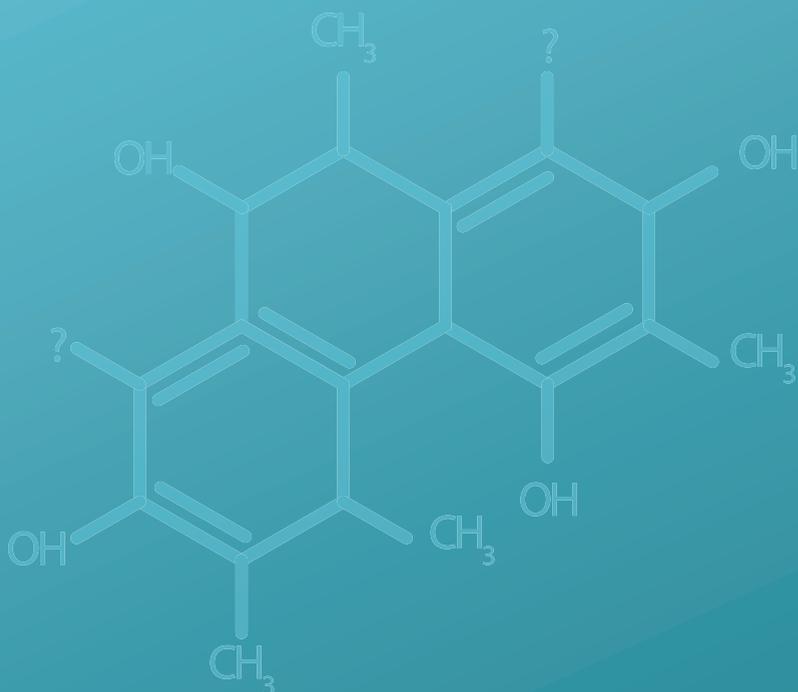
Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
<p>¿Cuáles cationes identificó primero?</p>	
<p>¿Cuántas precipitaciones realizó para llegar al último catión?</p>	

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
<p>¿Cuál fue el último catión que identificó?</p>	

Resultados y observaciones

Referencias

- Malik, M. A. (2022b). *Separación de cationes del grupo I, II, III, IV y V*. LibreText. [https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/An%C3%A1lisis_Cualitativo_de_Cationes_Comunes_en_Agua_\(Malik\)/00%3A_Materia_Frontal/03%3A_Tabla_de_Contenidos](https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/An%C3%A1lisis_Cualitativo_de_Cationes_Comunes_en_Agua_(Malik)/00%3A_Materia_Frontal/03%3A_Tabla_de_Contenidos)
- Universidad Nacional de Moquegua. (2020). *Marcha analítica grupo 2*. <https://www.docsity.com/es/marcha-analitica-grupo-2/5669850/>
- Cabañas-Criado, V. C., Doadrio-Villarejo, A. L., Doadrio-Villarejo, J. C., García-Fontecha, A., García Diz, L., Gutiérrez-Ríos, M. T. et al. (2013). *Aplicación cualitativa de las reacciones químicas: separación e identificación de iones*. http://147.96.70.122/Manual_de_Practicas/home.html?6_2__identificacion.htm



Capítulo 3

Química orgánica

Química orgánica

Alma Delia Garza Zamudio

Introducción

La Química Orgánica es una asignatura disciplinar del Plan de Reforma Curricular UAT 2023, que imparte la Universidad Autónoma de Tamaulipas en la Facultad de Ingeniería y Ciencias. Es una disciplina experimental indispensable que facilita el aprendizaje significativo, ya que los estudiantes tienen la oportunidad de comprobar lo que estudian en teoría.

La actividad experimental es importante, ya que contribuye en el desarrollo del interés por la ciencia, su estudio y fundamento. Así fortalece las competencias que permitan adquirir los conocimientos, habilidades y actitudes que favorezcan al alcance del perfil de egreso.

Dado que la vida social presenta constantes cambios, donde el desarrollo tecnológico y global prevalece, es necesario que los próximos profesionistas se preparen para enfrentar los retos actuales y futuros. Una problemática actual es la producción de energía a muy alto costo, “dos grandes fuentes de las que se pueden obtener sustancias orgánicas simples: petróleo y el carbón, grandes opciones de energía” (Morrison y Boyd, 1998).

Las prácticas que se presentan a continuación están alineadas con los objetivos que responden a los temas del programa académico de esta asignatura.

Objetivos

Al finalizar estas prácticas, el alumno será capaz de:

- Tener una base sólida de conocimientos y habilidades para sus prácticas de laboratorio.
- Interpretar datos, recopilar información y analizar resultados para obtener conclusiones y realizar informes sobre problemáticas del ámbito científico.
- Valorar la importancia de la química dentro en su licenciatura y próxima área laboral.
- Reforzar los conocimientos adquiridos en materias cursadas y próximas por cursarse.
- Lograr un aprendizaje significativo de la asignatura como del área experimental.

The background features several faint, light blue chemical structures. From left to right, there is a cyclohexane ring with a double bond (cyclohexene), a cyclohexane ring with a triple bond (cyclohexyne), a benzene ring with a double bond (benzene), a benzene ring with a double bond and a substituent (styrene-like), and a small molecular structure consisting of three atoms connected in a chain.

Práctica 1

Diferencia entre compuestos
orgánicos e inorgánicos

Objetivo

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Identificar las propiedades de los compuestos orgánicos e inorgánicos.
- Comprobar la existencia del carbono en sustancias orgánicas.

Introducción

Los compuestos se dividen para su estudio en orgánicos e inorgánicos y, a su vez, estas divisiones forman familias. En la química inorgánica se tienen los óxidos, anhídridos, hidróxidos, los ácidos y las sales; en la química orgánica se agrupan los alcanos, los alquenos, alquinos, alcoholes, aldehídos, las cetonas, etcétera.

La principal característica de los compuestos orgánicos es la presencia de carbono. La química orgánica se dedica al estudio de los compuestos del carbono, debido a esto, se conoce como química del carbono (Recio, 2013).

Existen algunas características propias de los compuestos orgánicos, por medio de las cuales se pueden distinguir y clasificar. Entre las más destacadas se encuentran las siguientes:

En los compuestos orgánicos, los átomos de carbono tienen la particularidad de unirse unos con otros para formar cadenas.

Los compuestos orgánicos son covalentes, por lo que:

- Tienen bajo punto de fusión.
- Reaccionan en forma lenta.
- No son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- La mayoría son combustibles.
- Generalmente no se disuelven en agua.
- Aunque no es exclusivo de estos compuestos, presentan la propiedad de isomería.

Por su parte, de los compuestos inorgánicos se caracterizan por:

- Tener puntos de fusión altos (a veces hasta de 1 000 °C).
- Conducir la electricidad.
- No ser combustibles.
- Ser solubles en agua.
- Muchos compuestos inorgánicos son iónicos (Recio, 2013).



Figura 1. Ejemplo de estructuras moleculares de un compuesto inorgánico (cianato de amonio) y un compuesto orgánico (urea)

Nota: la figura demuestra el trabajo de Friedrich Wöhler, quien en 1828 obtuvo en su laboratorio, a partir del cianato de amonio ($\text{NH}_4^+ \text{ } ^-\text{OCN}$), una sustancia inorgánica, la urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ sustancia orgánica.

Fuente: Murry (2008).

Material y equipo

- Seis vasos de precipitados de 50 ml
- Una pila de 6 volts, base de madera, electrodos, foco y alambre de cobre cubierto
- Para elaborar aparato de conductividad
- Un foco
- Gradilla
- Probeta
- 8 tubos de ensayo

Reactivos

- Solución de H_2SO_4 al 50 %
- Solución de NaOH al 50 %
- Alcohol etílico 25 ml
- Acetona 25 ml
- Benceno 25 ml
- Agua 25 ml
- Aceite de almendras 10 ml
- Limpiavidrios 10 ml
- Blanqueador de ropa 10 ml
- Aceite comestible 10 ml

Procedimiento

1. Coloque 25 ml de los primeros seis reactivos en cada vaso de precipitados.
2. Enseguida, con una pila de 6 volts, alambre de cobre cubierto y un pequeño foco, acomode el aparato como indica el profesor. Utilice barras de grafito de pilas usadas como electrodos e introdúzcalos en cada uno de los vasos, limpiándolos en el vaso de agua antes de trasladarlos a otro.
3. Observe los resultados obtenidos. Tome nota en la siguiente tabla:

Muestra	Aparato de conductividad	Clasificación	Dibujo
Solución de H_2SO_4			
Solución de NaOH			
Alcohol			
Acetona			
Benceno			
Agua			

Resultados y observaciones

--

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿En qué sustancias se encendió el foco?	
¿En cuáles no se encendió?	
¿Cuáles sustancias son orgánicas?	

Solubilidad

1. Coloque dos muestras en los tubos de ensayo de cada una de las sustancias de la 7 a la 10 de la lista.

Muestra	Benceno	Agua	Clasificación	Dibuja
Aceite de almendras				
Limpiavidrios				
Blanqueador de ropa				
Aceite comestible				

2. Agregue 1 ml de benceno a una parte de las muestras, es decir, a los primeros cuatro tubos de ensayo. A los cuatro restantes, añada 1 ml de agua.
3. Agite y observe. Tome nota en el siguiente esquema.

¿Cuáles son tres usos que tienen en la vida cotidiana las sustancias utilizadas?

a) Aceite de almendra

b) Limpiavidrios

c) Blanqueador de ropa

d) Aceite comestible

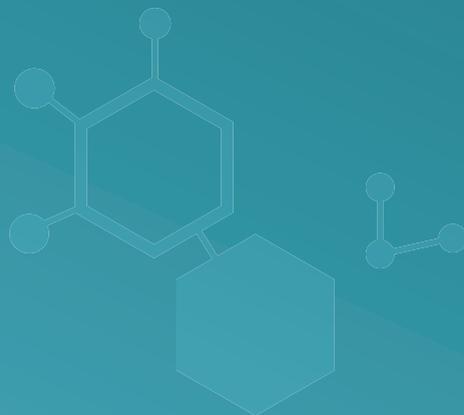
2. ¿Cuáles sustancias presentan más solubilidad con el benceno?

Referencias

- Autino, J. C., Romanelli, G. y Ruíz, D. M. (2013). *Introducción a la química*. Editorial de la Universidad de la Plata.
- Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_goya_uqroo.pdf
- Klein, D. (2020). *Organic Chemistry* (4a. ed.). Wiley Loose-Leaf Print Edition. https://books.google.com.mx/books?hl=en&lr=&id=yig9EAAAQBAJ&oi=fnd&pg=PR11&dq=organic+chemistry&ots=73i-F8u-Bz&sig=OMPo9PRs9CSyxYkdHSvDVuqSkcE&redir_esc=y#v=onepage&q=organic%20chemistry&f=false
- Morrison, R. T. y Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson Educación. https://books.google.es/books?hl=es&lr=&id=3b2Yk_dzH70C&oi=fnd&pg=PA1&dq=importancia+del+estudio+de+la+quimica+organica+pdf&ots=RvshZrRXQt&sig=iFhm8lsaDFi-sdGPUdQ0NsTbcM0#v=onepage&q&f=false
- Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7ª. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>
- Universidad Católica Pontificia. (s.f.). *La química del carbono*. https://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2O102.pdf
- Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4ª. ed.). Mc Graw Hill.
- Wade, L. (2012). *Química orgánica*. (7ª.). Pearson Prentice Hall Ediciones.

Práctica 2

Isomería



Objetivos

Al finalizar la práctica el alumno será capaz de:

- Aplicar las reglas de procedimiento, para formar modelos que representen la isomería empleando material didáctico.

Introducción

Los compuestos orgánicos tienen la propiedad de isomería, esto es, puede haber dos o más sustancias orgánicas cuyas moléculas están formadas por el mismo número de átomos, pero su estructura molecular es diferente, presentan propiedades físicas y químicas distintas (Recio, 2013). Por ejemplo:



La posibilidad de que se formen más isómeros aumenta a medida que crece el número de átomos en un compuesto.

El butano es un componente fundamental en nuestra vida cotidiana, ya que se utiliza como componente de gasolina y como gas combustible.

El 2-metilpropano se emplea en la fabricación de caucho sintético y pinturas de látex.

Materiales y equipo

Las moléculas también pueden representarse mediante el modelo de esferas y barras, o bien, mediante el modelo de espacio lleno (Recio, 2013).



Figura 2. La imagen muestra las esferas y barras con diferentes colores, cada color para representar los diferentes átomos de los elementos químicos y las barras para formar los enlaces
Fuente: Pradillo (2017).

Procedimiento

1. Construya el modelo de:
 - a) Butano y 2-metilpropano.
 - b) Hexano, 2-metilpentano y 2,2-dimetilbutano.
2. Elabore dos modelos más de diferente isomería del hexano.
3. Elabore el modelo del heptano y confeccione tres isomerías que se puedan presentar.
4. Represente con dibujos los modelos elaborados.

Resultados y observaciones

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿Qué propiedades presentan los compuestos con isomería?	
¿En los compuestos químicos inorgánicos se presenta también la isomería?	

Referencias

- Autino, J. C., Romanelli, G. y Ruiz, D. M. (2013). *Introducción a la química*. Editorial de la Universidad de la Plata.
- Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_goya_uqroo.pdf
- Klein, D. (2020). *Organic Chemistry* (4a. ed.). Wiley Loose-Leaf Print Edition. https://books.google.com.mx/books?hl=en&lr=&id=yig9EAAAQBAJ&oi=fnd&pg=PR11&dq=organic+chemistry&ots=73i-F8u-Bz&sig=OMPo9PRs9CSyxYkdHSvDVuqSkcE&redir_esc=y#v=onepage&q=organic%20chemistry&f=false
- Morrison, R. T. y Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson Educación. https://books.google.es/books?hl=es&lr=&id=3b2Yk_dzH70C&oi=fnd&pg=PA1&dq=importancia+del+estudio+de+la+quimica+organica+pdf&ots=RvshZrRXQt&sig=iFhm8lsaDFi-sdGPUdQ0NsTbcM0#v=onepage&q&f=false
- Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7ª. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>
- Universidad Católica Pontificia. (s.f.). *La química del carbono*. https://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2O102.pdf
- Pradillo, B. (13 de septiembre de 2017). Modelo molecular malloom. *Orbitales Moleculares*. <https://www.orbitalesmoleculares.com/modelos-moleculares/modelo-molecular-malloom/>
- Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4ª. ed.). Mc Graw Hill.
- Wade, L. (2012). *Química orgánica*. (7ª.). Pearson Prentice Hall Ediciones.



Práctica 3

Isomería

Objetivos

Que el alumno realice y compruebe experimentalmente algunas reacciones típicas de compuestos orgánicos.

Introducción

Reacciones con alcoholes

Los alcoholes se forman cuando se sustituye en los hidrocarburos uno o más átomos de hidrógeno por uno o más grupos hidroxilo (-OH) (Autino et al., 2013).

Las reacciones en alcoholes se pueden transformar en distintos compuestos. Estas se pueden dividir en dos grandes grupos: las que se forman en el enlace carbono-oxígeno (C-O) y las que se encuentran en el enlace oxígeno-hidrógeno (O-H), como la oxidación.

La oxidación de los alcoholes es una de las reacciones más meritorias: los alcoholes primarios crean aldehídos o ácidos carboxílicos, y los secundarios forman cetonas.

Usualmente, los alcoholes terciarios no reaccionan o reaccionan con muy pocos agentes oxidantes (Recio, 2013).

Oxidación de alcoholes con permanganato de potasio KMnO_4

Material y equipo

- 6 tubos de ensayo
- Pipetas de 5 ml
- Plancha calefactora y pastillas de agitación
- Vaso de precipitados (250 ml)

Reactivos

- Hidróxido de sodio (NaOH) 20 ml
- Alcohol etílico, alcohol isoamílico, alcohol isopropílico (alcohol terbutílico puede sustituir al isoamílico): 20 ml de cada uno
- KMnO_4 al 0.1 N
- Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 20 ml

Procedimiento

1. Enumere tres tubos de ensayo y agregue a cada uno 1 ml de una solución de KMnO_4 .
2. Añada en el tubo #1, 3 gotas de ácido sulfúrico (medio ácido); en el tubo #2, 3 gotas de hidróxido de sodio; en el tubo #3 sin ningún agregado (medio neutral).
3. Posteriormente, vierta 1 ml de alcohol etílico en cada tubo y registre los cambios, así como el tiempo que tardan en observarse los cambios.

4. Con la ayuda de una plancha de calentamiento, caliente suavemente a 85 °C para acelerar la reacción y agite con la pastilla de correspondiente.
5. Agregue al tubo 3 unas gotas de NaOH para que se produzca una reacción de neutralización.
6. Observe los cambios producidos en cada tubo y registre los datos en tu bitácora.
7. Repita todos los pasos, agregando 1 ml de alcohol isoamílico en vez de alcohol etílico.
8. Elabore las ecuaciones químicas que indiquen la reacción producida en cada tubo, calculando el número de oxidación del manganeso en cada una de las reacciones producidas y concluya respecto al medio en el cual el KMnO_4 es un oxidante más enérgico.

Nota: si la reacción se decolora es porque se ha formado sulfato de manganeso (Mn^{2+}); si aparece turbidez, se habrá formado dióxido de manganeso (Mn^{4+}); si aparece color verde, se formó manganato de potasio (Mn^{6+}).

Test de Lucas (HCl/ZnCl_2)

Esta prueba se aplica a los alcoholes para diferenciar a los primarios de los secundarios y terciarios.

Con este reactivo se sustituye el radical OH^- de un alcohol terciario por el radical Cl^- y fomenta una reacción positiva donde se puede observar de manera inmediata el cambio a turbidez. El alcohol secundario tarda de uno a tres minutos en reaccionar; sin embargo, el alcohol primario no reacciona durante el proceso (Recio, 2013).

Materiales

- 2 tubos de ensayo
- Reactivo de Lucas
- Alcohol etílico (etanol)
- Plancha calefactora e imanes para agitar
- Alcohol isopropílico
- Cloruro de zinc anhidro

Preparación del reactivo de Lucas (Recio, 2013)

1. Disuelva 24 g de cloruro de zinc anhidro (fundido) en 23 ml de ácido clorhídrico puro, con agitación constante y refrigeración para evitar la pérdida de ácido.
2. Pese 1.77 gramos de cloruro de zinc anhidro en 2 ml de HCl puro.
3. Enumere los tres tubos de ensayo (No. 1 etílico, No. 2 isopropílico y No.3 isoamílico) y colóquelos en una gradilla.
4. Añada a cada uno de los tubos 10 gotas de los alcoholes seleccionados.
5. A continuación, agregue cuidadosamente a cada tubo 20 gotas de reactivo de Lucas, cerciorándose que caigan a través de las paredes del tubo sin agitar.
6. El resultado es positivo cuando se observa turbidez inmediata en el fondo (con apariencia similar a una nube).
7. Deje en baño maría durante tres minutos, sin agitación, los tubos que no presentaron turbidez. Después de 10 minutos, se debe observar una separación de capas en los tubos con el resultado positivo.
8. Escriba los resultados en la tabla siguiente:

	Reactivo de Lucas	Baño maría
Alcohol etílico		
Alcohol isopropílico		
Alcohol isoamílico		(no se pone a baño maría)

Resultados y observaciones

Referencias

- Autino, J. C., Romanelli, G. y Ruíz, D. M. (2013). *Introducción a la química*. Editorial de la Universidad de la Plata.
- Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_qoya_uqroo.pdf
- Flower, P., Theopold, K. y Robinson, W. (2022). *Alcoholes y éteres*. Open Stax. <https://openstax.org/books/qu%C3%ADmica-2ed/pages/20-2-alcoholes-y-eteres>
- Klein, D. (2020). *Organic Chemistry* (4ta. ed.). Wiley Loose-Leaf Print Edition. https://books.google.com.mx/books?hl=en&lr=&id=yig9EAAAQBAJ&oi=fnd&pg=PR11&dq=organic+chemistry&ots=73i-F8u-Bz&sig=OMP09PRs9CSyxYkdHSvDVuqSkcE&redir_esc=y#v=onepage&q=organic%20chemistry&f=false
- Morrison, R. T. y Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson Educación. https://books.google.es/books?hl=es&lr=&id=3b2Yk_dzH70C&oi=fnd&pg=PA1&dq=importancia+del+estudio+de+la+quimica+organica+pdf&ots=RvshZrRXQt&sig=iFhm8lsaDFi-sdGPUdQ0NsTbcM0#v=onepage&q&f=false
- Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7ª. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>
- Universidad Católica Pontificia. (s.f.). *La química del carbono*. https://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2O102.pdf
- Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4ª. ed.). Mc Graw Hill.
- Wade, L. (2012). *Química orgánica*. (7ª.). Pearson Prentice Hall Ediciones.



Práctica 4

El petróleo y sus derivados

Objetivos

Que el alumno conozca y pueda comparar las diferentes propiedades de los hidrocarburos.

Introducción

Los hidrocarburos son compuestos orgánicos formados principalmente por carbono e hidrógeno. Se considera que esta es la estructura más simple, a partir de la cual se forman los demás compuestos orgánicos (Flower et al., 2022). Los hidrocarburos se clasifican en:

1. Hidrocarburos acíclicos o alifáticos: se forman por cadenas de átomos de carbono de cadena lineal, simple o abierta (sin formar estructuras cíclicas).

Dentro de los compuestos alifáticos se encuentran:

- **Los alcanos**, los cuales son inertes, es decir, que no reaccionan fácilmente a temperatura ambiente con reactivos como los ácidos, álcalis u oxidantes.
 - Los primeros cuatro alcanos se encuentran en estado gaseoso a presión y temperatura estándar; los alcanos intermedios se encuentran en estado líquido, mientras que los más pesados se encuentran en estado semisólido o sólido.
 - Son hidrocarburos saturados de cadena lineal unidos por ligaduras sencillas, también se les llama parafinas (Recio, 2013).

- **Alquenos:** son hidrocarburos que contienen enlaces dobles carbono-carbono, estos constituyen la parte más reactiva de un alqueno. El enlace doble es el grupo funcional del alqueno. Los nombres de los alquenos terminan con el sufijo -eno. (Wade, 2012).

- Son hidrocarburos de cadena abierta en los que existe al menos un doble enlace entre dos átomos de carbono, que conforman un grupo denominado olefinas.
 - Los alquenos son generalmente más reactivos que los compuestos saturados.
 - Las reacciones ocurren muy fácilmente con elementos como los halógenos, agregándolos a los dobles enlaces. No se encuentran de manera natural; sin embargo, pueden obtenerse mediante la destilación destructiva del carbono y en grandes cantidades en las refinerías, esencialmente a través del *fracking*.
 - Son importantes en la fabricación de caucho y plásticos sintéticos.

- **Alquinos:** son hidrocarburos que tienen al menos un triple enlace entre dos átomos de carbono en su estructura. No se encuentran libres de manera natural, y químicamente son muy reactivos. El más simple e importante de esta familia es el etino C_2H_2 (Recio, 2013).

2. Hidrocarburos alicíclicos o cíclicos: compuestos por átomos de carbono formando anillos de cadena cerrada (Morrison y Boyd, 1998).

3. Hidrocarburos aromáticos: anillos de seis carbonos en donde se alternan enlaces sencillos y dobles. El compuesto principal es el benceno. El nombre se debe a que muchos de ellos presentan un olor a dulce o almendras (Murry, 2008).

El petróleo contiene una gran variedad de hidrocarburos saturados. Los productos del petróleo, como: gasolina, aceite combustible, aceites lubricantes y la parafina, consisten principalmente en mezclas de estos hidrocarburos que varían de los líquidos más ligeros a los sólidos (Recio, 2013).

Los hidrocarburos pueden ser compuestos sencillos, ya que están formados únicamente por átomos de carbono e hidrógeno. Sin embargo, existe una gran variedad de compuestos que son propiamente hidrocarburos y muchos más que forman parte de sus derivados (Flower et al., 2022).

Material y equipo

- Espátula
- Gradilla
- Goteros
- Pinzas para tubos de ensayo
- Probeta
- Tubos de ensayo
- Vaso de precipitado de 200 ml

Reactivos

- Gasolina 200 ml
- Ácido sulfúrico concentrado 200 ml
- Benceno 200 ml
- Diésel 200 ml
- Etanol 200 ml
- Éter de petróleo 200 ml
- Parafina 100 gr
- Hidróxido de sodio al 30 %, 200 ml

Compuestos a utilizar:

Derivados	Solventes
Gasolina	Agua
Diésel	Etanol
Aceite lubricante	Benceno
Parafina	Éter de petróleo

Procedimiento

- Determine la solubilidad de los compuestos derivados del petróleo en los solventes anteriormente mencionados, usando tubos de ensayo limpios y secos.
- Use 1 ml de las sustancias líquidas y porciones pequeñas para las sustancias aceitosas o sólidas.
- Deposite el compuesto en el tubo de ensayo para posteriormente agregar 3 ml de disolvente y agitar.
- Observe y complete el siguiente cuadro de doble entrada.

	Agua	Etanol	Benceno	Éter de petróleo
Gasolina				
Diésel				
Aceite lubricante				
Parafina				

Reactividad

Derivados	Solventes
Gasolina Diésel	Ácido sulfúrico Hidróxido de sodio

Procedimiento

1. Determine la reactividad de los compuestos derivados del petróleo con los reactivos previamente mencionados, usando tubos de ensayo limpios y secos.
2. Coloque 1 ml de líquido en cada tubo.
3. Agregue 2 ml de ácido sulfúrico concentrado por las paredes y agitar suavemente.
4. Repetita el proceso anterior, ahora agregando 2 ml de una solución de hidróxido de sodio.

Nota: debido a que las reacciones desprenden gases y tienen alta reactividad, se deben tomar las precauciones necesarias.

5. Observe y escriba la información en el siguiente cuadro de doble entrada:

	Ácido sulfúrico	Hidróxido de sodio
Gasolina		
Diésel		

Resultados y observaciones

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿Cuál es la importancia de los hidrocarburos en México?	
¿Cuál es la composición del petróleo?	

Referencias

- Autino, J. C., Romanelli, G. y Ruiz, D. M. (2013). *Introducción a la química*. Editorial de la Universidad de la Plata.
- Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_goya_uqroo.pdf
- Klein, D. (2020). *Organic Chemistry* (4a. ed.). Wiley Loose-Leaf Print Edition. https://books.google.com.mx/books?hl=en&lr=&id=yig9EAAAQBAJ&oi=fnd&pg=PR11&dq=organic+chemistry&ots=73i-F8u-Bz&sig=OMPo9PRs9CSyxYkdHSvDVuqSkcE&redir_esc=y#v=onepage&q=organic%20chemistry&f=false
- Morrison, R. T. y Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson Educación. https://books.google.es/books?hl=es&lr=&id=3b2Yk_dzH70C&oi=fnd&pg=PA1&dq=importancia+del+estudio+de+la+quimica+organica+pdf&ots=RvshZrRXQt&sig=iFhm8lsaDFi-sdGPUdQ0NsTbcM0#v=onepage&q&f=false
- Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7ª. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>
- Universidad Católica Pontificia. (s.f.). *La química del carbono*. https://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2O102.pdf
- Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4ª. ed.). Mc Graw Hill.
- Wade, L. (2012). *Química orgánica*. (7ª.). Pearson Prentice Hall Ediciones.



Práctica 5

Aromas sintéticos

Objetivos

Al finalizar esta práctica, que el alumno perciba e identifique el aroma de algunos ésteres

*Recuerde que los compuestos aromáticos son tóxicos, revise el reglamento de laboratorio para protegerse de riesgos potenciales.

Introducción

Teoría

Los ésteres son precursores de los ácidos carboxílicos; se forman cuando el hidrógeno de los ácidos carboxílicos (-COOH) es remplazado por un radical alquilo (-R). En este ejemplo, el hidrógeno de este ácido se reemplaza por un radical metil.

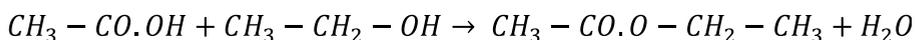


ACIDO



ESTER

Esta sustitución se da por la reacción de un ácido orgánico con un alcohol.



Ácido etanoico + Estanol \rightarrow Etanoato de etilo + Agua

Material y equipo

- Tubos de ensayo
- Vasos de precipitados de 100 ml
- Pipetas
- Mechero o lámpara de alcohol
- Gradilla
- Pinzas para tubo

Reactivos

- Agua (a temperatura ambiente y helada) 50 ml
- Ácido sulfúrico 10 ml
- Ácido acético 10 ml
- Alcohol metílico 10 ml
- Alcohol isoamílico 20 ml
- Alcohol bencílico 20 ml

Procedimiento

1. Añada con una pipeta 1 ml de ácido acético y 1 ml de alcohol metílico en un tubo de ensayo.
2. Deje deslizar por la pared del tubo de ensayo una gota de ácido sulfúrico concentrado, ya sea con una pipeta o con un gotero.
3. Agite el tubo suavemente para que se mezcle su contenido. Realice este movimiento con precaución.
4. Coloque el tubo dentro de un vaso de precipitados que contenga agua y caliente el tubo a baño maría hasta que el agua del vaso hierva de 2 a 3 minutos.
5. Retire el tubo, espere 30 segundos y vierta su contenido a un vaso de precipitados que tenga unos 20 ml de agua helada.
6. Huela el contenido abanicando con la mano para no hacerlo de manera directa.

7. Repita la misma operación utilizando ácido acético con alcohol isoamílico y ácido acético con alcohol bencílico percibiendo en ambos casos el aroma logrado.

Resuelve

1. Con las pruebas realizadas complete la siguiente tabla:

Aroma	Nombre del éster	Fórmula semidesarrollada

2. El aroma del producto obtenido es igual al que se percibe en las frutas, flores u otras plantas

3. ¿Por qué para percibir los aromas es necesario verterlos en agua helada?

Referencias

Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_qoya_uqroo.pdf

Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7^a. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>

Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4^a. ed.). Mc Graw Hill.



Práctica 6

El benceno y sus derivados

Objetivo

El alumno examinará el comportamiento del benceno.

*Recuerde que los compuestos aromáticos son tóxicos, revise el reglamento de laboratorio para protegerse de forma adecuada. En caso de no contar con el equipo adecuado, deberá cambiar los reactivos por otros.

Introducción

Se denomina compuesto aromático a aquel que posee un anillo de benceno en su estructura y presenta características químicas similares. El benceno es un hidrocarburo aromático que, a temperatura ambiente, es un líquido volátil, incoloro y muy inflamable; es menos denso que el agua y es hidrofóbico. Se disuelve en diferentes solventes, como alcoholes, acetona, éter, entre otros. Su olor es fuerte pero no desagradable. Su punto de ebullición es de 80.1 °C y se funde a 5.4 °C (Recio, 2013).

Tiene una estructura cíclica con seis electrones π deslocalizados. Esta propiedad le da a este tipo de compuestos una gran estabilidad que se le denomina aromaticidad. El benceno es uno de los 20 compuestos químicos de mayor producción a nivel mundial. Se utiliza principalmente en la producción de plásticos, resinas, gomas, lubricantes, tinturas, detergentes, medicamentos, pesticidas, etcétera (Recio, 2013).

El benceno se puede producir por medio de la destilación fraccionada del alquitrán de hulla. De manera natural, es un componente del petróleo crudo.

Material y equipo

- 15 tubos de ensayo
- Gradilla

Reactivos

- 10 ml cloro benceno
- 10 ml xileno o dimetil benceno
- 10 ml ácido Sulfúrico concentrado
 H_2SO_4
- 10 ml hidróxido de sodio NaOH
- Glicerina, aceite vegetal, parafina, manteca (pequeñas cantidades)

Procedimiento

Solubilidad

- Determine la solubilidad de los compuestos derivados del petróleo.
- Use 2 ml de cada sustancia líquida y aceitosa, y porciones pequeñas de los sólidos pastosos.

	Agua	Aceite vegetal	Parafina	Cebo o manteca	Glicerina
Benceno					
Cloro benceno					
Xileno					

Reactividad

- Agregue 1 ml de H_2SO_4 por las paredes del tubo. Después, añada 1 ml de NaOH siguiendo el mismo proceso.

	H_2SO_4	NaOH
Benceno		
Cloro benceno		
Xileno		

Resultados y observaciones

--

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuestas
¿Cómo describes el olor del benceno?	
¿Cómo se obtiene el benceno?	
¿En qué se utiliza el benceno?	

Referencias

- Castillo, J. A. e Illescas, R. (2015). *Manual de prácticas de laboratorio. Química orgánica y aplicada*. Universidad de Quintana Roo. https://www.uqroo.mx/lab_quimica/archivos/manual_qoya_uqroo.pdf
- Hoyos, M. (2022). *Alcoholes éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, éster, aminas, amidas, y compuestos halogenados*. Portal académico. https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim2/quimicaII/L_GruposF.pdf
- Klein, D. (2020). *Organic Chemistry* (4a. ed.). Wiley Loose-Leaf Print Edition. https://books.google.com.mx/books?hl=en&lr=&id=yig9EAAAQBAJ&oi=fnd&pg=PR11&dq=organic+chemistry&ots=73i-F8u-Bz&sig=OMP09PRs9CSyxYkdHSvDVuqSkcE&redir_esc=y#v=onepage&q=organic%20chemistry&f=false
- Morrison, R. T. y Boyd, R. N. (1998). *Química orgánica*. Pearson Educación. https://books.google.es/books?hl=es&lr=&id=3b2Yk_dzH70C&oi=fnd&pg=PA1&dq=importancia+del+estudio+de+la+quimica+organica+pdf&ots=RvshZrRXQt&sig=iFhm8lsaDFi-sdGPUdQ0NsTbcM0#v=onepage&q&f=false
- Murry, J. M. (2008). *Química orgánica* (7ª. ed.). Cengage Learning Editores, S.A de C. V. <https://fcen.uncuyo.edu.ar/catedras/john-mcmurry-quimica-organica-2008-cengage-learning.pdf>
- Universidad Católica Pontificia. (s.f.). *La química del carbono*. https://www7.uc.cl/sw_educ/educacion/grecia/plano/html/pdfs/cra/quimica/NM2/RQ2O102.pdf
- Recio, F. (2013). *Química orgánica* (4ª. ed.). Mc Graw Hill.
- Wade, L. (2012). *Química orgánica*. (7ma). México D.F.: Pearson Prentice Hall Ediciones.

Capítulo 4

Bioquímica



Bioquímica

Daniel López Aguirre

Objetivos

Adquirir un conocimiento profundo de los principios moleculares que gobiernan la estructura y función de las biomoléculas, incluyendo proteínas, ácidos nucleicos, lípidos y carbohidratos.

Desarrollar habilidades prácticas en la aplicación de técnicas analíticas bioquímicas.

Introducción

La bioquímica es una disciplina científica que se sumerge en la exploración de las moléculas y procesos químicos fundamentales que acontecen en los organismos vivos. Su campo de estudio abarca la intersección entre biología y química, buscando comprender, a un nivel molecular, la forma en que los componentes químicos interactúan y colaboran para sustentar la vida (Nelson y Cox, 2008).

Desde las estructuras complejas de proteínas y ácidos nucleicos, hasta los procesos metabólicos que transforman y utilizan la energía, la bioquímica proporciona un marco conceptual para entender la vida desde una perspectiva molecular.



Figura 1. Estudiante en práctica de laboratorio

Fuente: fotografía de Maldonado-Sada (2024).

Uno de los aspectos esenciales de la bioquímica es su enfoque en las biomoléculas (carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos). Estas moléculas no solo son los bloques de construcción fundamentales de las células, también desempeñan roles importantes en una variedad de funciones biológicas.

La bioquímica investiga cómo estas moléculas se ensamblan, se descomponen y se interconectan para realizar funciones específicas, como el almacenamiento de energía, la transferencia de información genética y la transducción de señales celulares. Otro pilar central de la bioquímica es el estudio del metabolismo, que comprende las rutas y procesos mediante los cuales los organismos obtienen, transforman y utilizan la energía (Alberts et al., 2014).

Comprender estos procesos requiere conocimientos previos de química orgánica e inorgánica, bases esenciales para la bioquímica.

Referencias

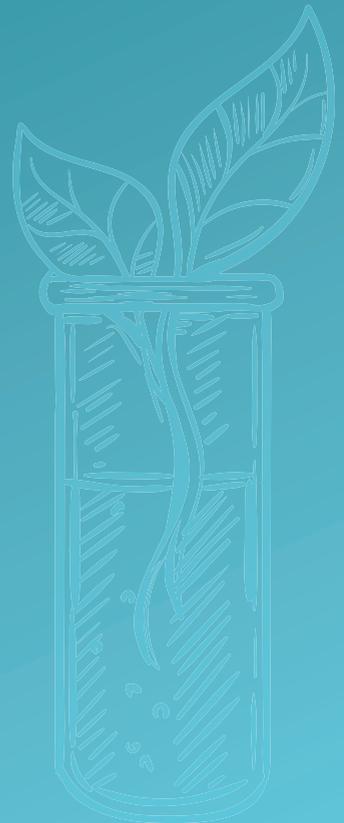
- Alberts, B., Johnson, A., Lewis, J., Raff, M., Roberts, K. y Walter, P. (2014). *Molecular Biology of the Cell*. Garland Science.
- Nelson, D. L. y Cox, M. M. (2008). *Lehninger Principles of Biochemistry*. W. H. Freeman.

Práctica 1

Reducción de los iones metálicos por los azúcares

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de reconocer las estructuras de los carbohidratos, su clasificación y el poder reductor de los azúcares de acuerdo con su estructura.



Introducción

Los azúcares reductores son biomoléculas capaces de ceder electrones a otras moléculas durante una reacción. Se clasifican como carbohidratos que contienen un grupo carbonilo ($C=O$) en su estructura molecular. Los grupos carbonilos pueden situarse en diversas posiciones dentro de las moléculas de azúcar, generando así otros grupos funcionales como las cetonas y los aldehídos (Gómez, 2017).



Figura 2. Reducción de iones metálicos por sacarosa. Reacción de óxido-reducción
Fuente: Gómez (2017).

Todos los monosacáridos son azúcares reductores debido a su grupo carbonilo libre. En este experimento, el reactivo de Benedict permite observar cómo el hidróxido cúprico (Cu^{2+}) se reduce a óxido cuproso (Cu_2O) de color rojo, en solución alcalina y con la ayuda de calor. La prueba de Benedict utiliza un reactivo que contiene sulfato de cobre, citrato de sodio y carbonato de sodio. Este reactivo cambia de color de turquesa a amarillo o naranja cuando reacciona con azúcares reductores. El cambio de color (Figura 2) se debe a que los iones cúpricos se reducen a iones cuprosos, mientras que las moléculas de azúcar se oxidan.

La prueba de Barfoed, por otro lado, distingue monosacáridos de disacáridos reductores, ya que la reducción en medio ácido ocurre más rápidamente con los primeros.

Material y equipo

- Reactivo de Benedict
- Reactivo de Barfoed
- Solución de almidón 1 %
- Solución de glucosa al 1 %
- Solución de maltosa al 1 %
- Solución de lactosa al 1 %
- 10 tubos de ensayo

Reactivos

- 1 gradilla
- 2 pipetas de 10 ml
- 1 bulbo para pipetas
- 1 baño de agua (1 mechero por equipo)
- 3 mecheros y 3 vasos de 200 ml
- 1 pinza para tubos de ensayo
- 1 mechero

Procedimiento

1. Marque los tubos de ensayo según el azúcar que se va a analizar.
2. Añada 2 ml del reactivo de Benedict en cada tubo marcado.
3. Agregue 10 gotas de la solución problema correspondiente en cada tubo.
4. Agitar suavemente la mezcla y coloque los tubos en un baño de agua hirviendo durante 3 minutos.
5. Prepare una nueva serie de tubos, uno para cada muestra a analizar.
6. Incluya un tubo adicional como testigo, utilizando agua destilada en lugar de la solución problema.
7. En cada tubo de la nueva serie, añada 1 ml de la solución problema correspondiente y 1 ml del reactivo de Barfoed.
8. Agite suavemente los tubos y colóquelos en un baño de agua hirviendo durante 3 minutos.
9. Retire los tubos del baño de agua, déjelos enfriar y observe los resultados.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuesta
¿Qué reacción tuvo la primera prueba?	
¿Qué reacción tuvo la segunda prueba?	

Resultados y observaciones

Referencias

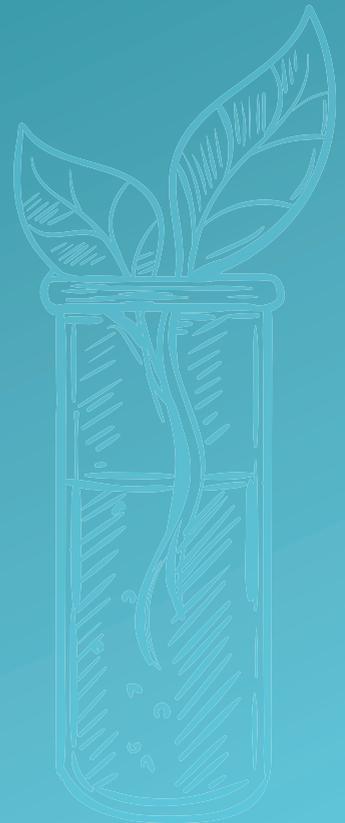
- Gómez, A. L. (2017). Reacción química del permanganato de potasio con sacarosa en medio básico. *Autodesk Instructables*. <https://www.instructables.com/Reacci%C3%B3n-Qu%C3%ADmica-Del-Permanganato-De-Potasio-Con-S/>
- Lifeder. (2022). ¿Qué son los azúcares reductores? *Lifeder*. <https://www.lifeder.com/azucare-reductores/>

Práctica 2

Cromatografía en papel para aminoácidos

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de comprender los aminoácidos, así como las pruebas que pueden realizarse para su análisis.



Introducción

En esta práctica se empleará la ninhidrina, un compuesto químico utilizado en métodos cromatográficos (Figura 3) para la detección y análisis de aminoácidos. La ninhidrina reacciona con aminoácidos primarios, secundarios o compuestos que contienen amoníaco, generando un color azul intenso característico (BNO Team, 2024).

La separación de los aminoácidos en esta prueba se basa en las diferencias de sus coeficientes de distribución entre una fase acuosa y un solvente orgánico. La fase acuosa permanece fija en los poros del papel filtro debido a la interacción del agua con los grupos hidroxilo de la celulosa, lo que permite diferenciar los compuestos según sus propiedades fisicoquímicas (Roberts y Caserio, 2022).

Material y equipo

- Solución de aminoácidos al 0.5 %
- Solución n-butanol:ácido acético glacial:agua (4:1:1)
- Solución de ninhidrina al 0.2 % en etanol

Reactivos

- Vaso de precipitado de 400 ml
- Pipeta automática de 20 microlitros
- 1 papel filtro marca Wathman
- Horno a 100 °C

Procedimiento

1. Tome un pliego de papel filtro Whatman No. 1 y, a 1 centímetro del borde inferior, dibuje una línea recta con lápiz. Marque 6 puntos equidistantes (1.5 cm entre cada uno) sobre esta línea como puntos de aplicación.
2. Aplique 2-5 μL de las soluciones estándar de aminoácidos sobre cada marca. Deje que se sequen por completo antes de continuar.
3. En un vaso de precipitados, coloque la fase móvil (n-butanol:ácido acético:agua en proporción 4:1:1) asegurándose de que el nivel no supere la línea de aplicación. Coloque el papel verticalmente en el vaso, evite que toque las paredes (Figura 3).
4. Permite que el solvente ascienda por capilaridad hasta alcanzar 3/4 de la altura del papel. Retire el papel y déjelo secar al aire o en una estufa a 40-50 °C durante 10 minutos.
5. Rocíe el papel con una solución de ninhidrina al 0.2 % en etanol o acetona. Coloque el papel en un horno durante 10 minutos, hasta que se desarrollen los colores.
6. Mida la distancia recorrida por cada aminoácido y por el frente del solvente desde la línea de aplicación inicial.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuesta
¿Cómo puede diferenciar y cuantificar los distintos aminoácidos presentes en la muestra a partir de la cromatografía?	
¿Cuáles podrían ser algunas aplicaciones prácticas de la cromatografía en papel para aminoácidos en la investigación o la industria?	

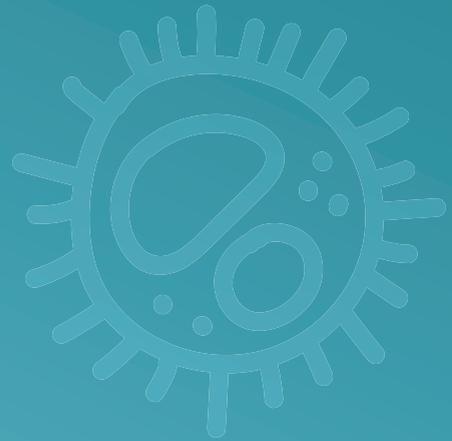
Resultados y observaciones

Referencias

- BNO Team. (2023). *Ninhydrin Test Principle, Procedure, Result, Uses*. Biology Notes Online. <https://biologynotesonline.com/ninhydrin-test/>
- Cruz-Fernández, K. (2023, 30 de enero). *Cromatografía: qué es y tipos*. Bioenciclopedia. <https://www.bioenciclopedia.com/cromatografia-que-es-y-tipos-807.html>
- Roberts, J. D. y Caserío M. C. (2022). *Análisis de aminoácidos*. LibreTexts. [https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Org%C3%A1nica/Libro%3A_Principios_B%C3%A1sicos_de_Qu%C3%ADmica_Org%C3%A1nica_\(Roberts_y_Caserio\)/25%3A_Amino%C3%A1cidos%2C_P%C3%A9ptidos_y_Prote%C3%ADnas/25.04%3A_An%C3%A1lisis_de_Amino%C3%A1cidos](https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Org%C3%A1nica/Libro%3A_Principios_B%C3%A1sicos_de_Qu%C3%ADmica_Org%C3%A1nica_(Roberts_y_Caserio)/25%3A_Amino%C3%A1cidos%2C_P%C3%A9ptidos_y_Prote%C3%ADnas/25.04%3A_An%C3%A1lisis_de_Amino%C3%A1cidos)

Práctica 3

Pruebas para proteínas



Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de identificar la presencia de proteínas en muestras biológicas mediante las pruebas de Millon, Biuret y Verde de bromocresol, evaluando sus propiedades químicas específicas.

Introducción

La detección y análisis de proteínas en diversas muestras se realiza mediante pruebas cualitativas que permiten identificar su presencia a través de reacciones específicas (Harborne, 1999; Nelson y Cox, 2008).

En esta práctica se utilizarán tres pruebas clásicas para la detección de proteínas: la de Millon (INDULAB, s.f.), que identifica proteínas que contienen el aminoácido tirosina; la de Biuret (Sagar, 2024), que detecta enlaces peptídicos en proteínas; y la prueba de verde de bromocresol (Harborne, 1999), que se basa en la interacción del indicador con proteínas, generando un cambio en el color de la solución. Cada una tiene principios químicos diferentes, lo que permite una identificación más precisa de las proteínas presentes en una muestra.

Estas técnicas son fundamentales en la bioquímica y en la investigación de la composición proteica de diversas muestras biológicas, y son utilizadas, tanto en análisis cualitativos, como en métodos más avanzados de cuantificación.

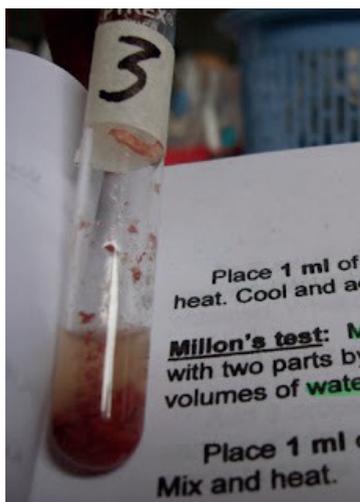


Figura 4. Prueba de Millon
Fuente: Tok (2013).

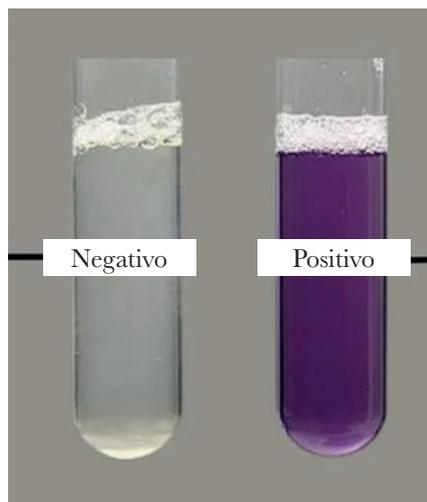


Figura 5. Prueba de Biuret
Fuente: Biology Online (2023).

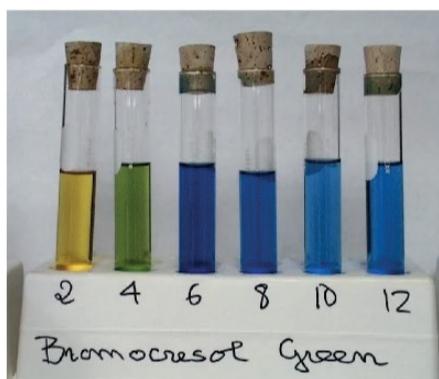


Figura 6. Prueba de verde de bromocresol

Fuente: extraído de Indiamart.com

Material y equipo

- Solución de urea al 1 %
- Solución de glicina 1 %
- Solución de gelatina al 1 %
- Sulfato de amonio
- NaOH al 40 %
- Reactivo de Millon
- Fenol al 1 %
- Benzoato de sodio al 1 %
- Reactivo de Biuret
- Solución de verde de bromocresol al 0.1 %
- Alcohol etílico de 96 °
- NaCl (en sal seca)
- Solución de albumina de huevo al 1 %
- Solución de peptona al 1%

Reactivos

- Tubos de ensayo 10
- Pipetas de 1, 5 y 10 ml
- Gradillas para tubos de ensayo

Procedimiento

A. Prueba colorimétrica para proteínas (Millon)

1. Prepare 5 tubos de ensayo de 13 x 100 mm.
2. Al primer tubo, añada 1 ml de agua (control negativo).
3. Al segundo tubo, agregue 1 ml de solución al 1 % de fenol.
4. Al tercer tubo, añada 1 ml de solución al 1 % de benzoato de sodio.
5. Al cuarto tubo, agregue 1 ml de solución de gelatina al 1 %.
6. Al quinto tubo, añada 1 ml de solución de albúmina al 1 %.
7. Añada 2-3 gotas de reactivo de Millon a cada tubo.
8. Caliente los tubos en un baño de agua o sobre una llama baja durante 1 minuto (asegúrese que el calentamiento no sea excesivo).
9. Deje enfriar los tubos con agua corriente.
10. Añada 5 gotas de solución de nitrito de sodio al 1 % a cada tubo una vez que se hayan enfriado.
11. Caliente nuevamente los tubos hasta que observe la formación del color rojo (Figura 4) característico si hay presencia de tirosina.

B. Prueba de Biuret

1. Prepare una serie de 6 tubos de ensayo, a cada tubo añada 1 ml del reactivo de Biuret.
2. Tubo 1: Añada 1 ml de agua (control negativo).
3. Tubo 2: Agregue 1 ml de solución de albúmina al 1 %.
4. Tubo 3: Añada 1 ml de solución de gelatina al 1 %.
5. Tubo 4: Agregue 1 ml de solución de urea al 1 %.
6. Tubo 5: Añada 1 ml de fenol al 1 %.
7. Tubo 6: Agregue 1 ml de peptona de caseína al 1 %.
8. Mezcle suavemente cada tubo para asegurar que el reactivo de Biuret se integre bien con las muestras.
9. Deje reposar los tubos durante 5 minutos.
10. Resultado positivo: si la muestra contiene proteínas con enlaces peptídicos, el reactivo de Biuret se volverá de un color violeta o púrpura (Figura 5).
11. Resultado negativo: si no se observa cambio de color (el reactivo sigue siendo azul), entonces la muestra no contiene proteínas o enlaces peptídicos.

C. Prueba de verde de bromocresol

1. Repita el procedimiento de la prueba de Biuret, pero en lugar de añadir el reactivo de Biuret, añada 1 ml del reactivo de verde de bromocresol a cada tubo de ensayo.
2. Observe el color en cada tubo inmediatamente después de mezclar.
3. Resultado positivo: si la muestra contiene proteínas, especialmente aquellas que tienen un pH ligeramente alcalino, el color del reactivo de verde de bromocresol se volverá verde o azul (Figura 6).
4. Resultado negativo: si no se observa cambio de color (el reactivo permanece amarillo o sin cambios significativos), la muestra no contiene proteínas.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuesta
¿En qué situaciones seleccionarías una prueba específica (Millon, Biuret o verde de bromocresol) y por qué?	
¿Cuáles son las medidas de seguridad que debes seguir al manipular reactivos y realizar las pruebas de Millon, Biuret y verde de bromocresol en el laboratorio?	

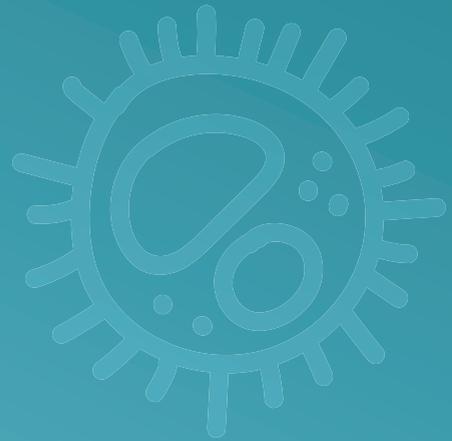
Resultados y observaciones

Referencias

- Biology Online. (2023). *Biuret Test*. <https://www.biologyonline.com/dictionary/biuret-test>
- Harborne, J. B. (1999). *Phytochemical Methods: A Guide to Modern Techniques of Plant Analysis*. Springer. <https://link.springer.com/book/10.1007/978-94-009-5570-7>
- Indiamart.com. (s.f.) *Bromocresol green*. <https://www.indiamart.com/proddetail/bromocresol-green-7244315355.html>
- INDULAB. (s.f.). *Reactivo de Millon (XL9000)*. <https://indulab.uy/shop/product/zl9000-reactivo-de-millon-100-ml-9851#attr=35607>
- Nelson, D. L. y Cox, M. M. (2008). *Lehninger Principles of Biochemistry*. W. H. Freeman.
- Sagar, A. (2024, 22 de mayo). *Biuret Test Protein: Principle, Procedure, Results, Uses*. Microbe Notes. <https://microbenotes.com/biuret-test-for-protein/>
- Tok, P. (03 de noviembre de 2013). Millon Test. *Professor Biology*. <https://birdingpark.blogspot.com/2013/11/millon-test.html>

Práctica 4

Factores que afectan la
velocidad de un proceso
enzimático



Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de:

- Evaluar factores como la concentración de la enzima, la temperatura y el pH que influyen en la velocidad de un proceso enzimático.
- Analizar los resultados obtenidos para comprender los efectos de estas variables sobre la actividad enzimática.

Introducción

Las enzimas son catalizadores biológicos que aceleran las reacciones químicas en las células vivas, aumentando la velocidad de las reacciones entre miles y millones de veces. Los reactantes sobre los cuales actúan se conocen como sustratos (Figura 7). Una de las características más destacadas de las enzimas es su gran poder catalítico y su especificidad para las reacciones que catalizan. Diversos factores afectan la velocidad de las reacciones enzimáticas, como la temperatura, el pH, la presencia de inhibidores y las concentraciones, tanto de enzima como de sustrato (Chang y Williams, 2002).

En esta práctica, se estudiará cómo algunos de estos factores afectan la actividad de la enzima alfa-amilasa, secretada por las glándulas salivales y el páncreas. La alfa-amilasa hidroliza los enlaces alfa-1,4 del almidón (su sustrato), produciendo productos como alfa-dextrinas, malto-triosa y maltosa. Para observar la hidrólisis del almidón, se empleará la prueba del yodo, que reacciona con el almidón para formar un complejo de color azul. A medida que la alfa-amilasa degrade el almidón, el color azul disminuirá hasta alcanzar el punto acrómico, en donde la adición de yodo ya no genera color.

A. Concentración de enzima sobre la velocidad de la reacción

En condiciones específicas, la velocidad de una reacción catalizada por una enzima aumentará proporcionalmente con la cantidad de enzima presente. En esta práctica, se emplearán diversas concentraciones de la enzima amilasa para observar su efecto sobre la degradación del almidón.

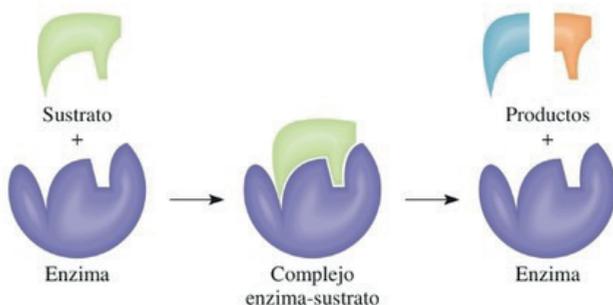


Figura 7. Catálisis enzimática

Fuente: Química Oficial (2020).

Material y equipo

- Pipetas de 5 ml
- Tubos de ensayo
- Placa de porcelana
- Gradilla para tubos de ensayo

Reactivos

- Solución de almidón al 1 %
- Enzima comercial (amilasa)
- Reactivo de lugol (yodo, yoduro de potasio y agua)

Procedimiento

Para estudiar la influencia de la concentración de la enzima sobre la velocidad de la reacción, y estandarizar la amilasa para usarla en el inciso B del experimento se hará uso de la prueba del yodo.

1. Rotule cuatro tubos de ensayo con los números del 1 al 4, respectivamente.
2. Añada a cada tubo los componentes indicados en el esquema siguiente:

Número de tubo	1	2	3	4
Solución de almidón al 1 %	5 ml	5 ml	5 ml	5 ml
Enzima amilasa	1 gota	2 gotas	5 gotas	10 gotas

2. Agite bien cada tubo para asegurar una mezcla homogénea.
3. Realice la prueba del yodo en el contenido de cada tubo, colocando una gota de la muestra y una del reactivo de lugol sobre una placa de porcelana. Repita esta operación a intervalos de un minuto, durante 20 minutos.
4. Registre los resultados de la prueba del yodo en la tabla proporcionada. Escriba el color obtenido en cada caso e indique el momento en que deje de producirse cambio de color.

Tubo / tiempo:	1	2	3	4
1 minuto				
2 minutos				
3 minutos				
4 minutos				
5 minutos				
6 minutos				
7 minutos				
8 minutos				
9 minutos				
10 minutos				
11 minutos				
12 minutos				

Tubo / tiempo:	1	2	3	4
13 minutos				
14 minutos				
15 minutos				
16 minutos				
17 minutos				
18 minutos				
19 minutos				
20 minutos				

B. La temperatura sobre la velocidad de la reacción

Cuando la temperatura aumenta, la velocidad de una reacción catalizada por enzimas también aumenta. Existe una temperatura óptima en la cual la reacción alcanza su máxima velocidad. Sin embargo, al superar esta temperatura, la velocidad de reacción disminuye, principalmente debido a la desnaturalización de las enzimas por el calor, lo que provoca la pérdida de su capacidad catalítica (Chang y Williams, 2002).

En este experimento, se determinará la actividad de la amilasa a cuatro temperaturas diferentes: $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$, $37\text{ }^{\circ}\text{C}$, $85\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a temperatura ambiente. La actividad de esta enzima se medirá mediante la prueba del yodo.

Material y equipo

- Tubos de ensayo
- Pipetas de 5 ml
- Termómetro
- Placa de porcelana
- Gradilla para tubos de ensayo
- Vasos de precipitado
- Tela de asbesto
- Mechero de Bunsen
- Soporte y anillo de hierro

Reactivos

- Solución de almidón al 1 %
- Enzima comercial (amilasa)
- Reactivo de lugol

Procedimiento

1. Rotule cuatro tubos de ensayo con los números 1, 2, 3 y 4.
2. Añada a cada tubo los componentes indicados en el esquema siguiente:

Número de tubo	1	2	3	4
Solución de almidón al 1 %	5 ml	5 ml	5 ml	5 ml
Temperatura	-10 °C	Temperatura ambiente	37 °C	85 °C
Enzima comercial	Agregue a cada tubo el número de gotas de enzima que en la sección A fue necesario para llevar el almidón al punto acrómico en un lapso de 5 y 10 minutos			

3. Incube cada tubo durante 5 minutos a la temperatura que se indica en el cuadro en el esquema anterior.
4. Mezcle bien el contenido de cada tubo y realice la prueba de yodo a intervalos de 2 minutos durante 20 minutos, asegurándose de mantener los tubos a la temperatura indicada en cada caso.
5. Registre los resultados de la prueba de yodo en la tabla correspondiente. Escriba el color obtenido cuando la reacción sea positiva o indique cuando ya no se produzca color.

Temperatura	-10 °C	Temperatura ambiente	37 °C	85 °C
1 minuto				
2 minutos				
3 minutos				
4 minutos				
5 minutos				
6 minutos				
7 minutos				
8 minutos				
9 minutos				
10 minutos				
11 minutos				
12 minutos				

Temperatura	-10 °C	Temperatura ambiente	37 °C	85 °C
13 minutos				
14 minutos				
15 minutos				
16 minutos				
17 minutos				
18 minutos				
19 minutos				
20 minutos				

- Después de 20 minutos de incubación, coloque los tubos cuyo contenido siga reaccionando con el yodo en un recipiente con la temperatura en la que se haya observado que la hidrólisis es más rápida (temperatura óptima). Incúbelos durante 15 minutos. Al finalizar este tiempo, realice nuevamente la prueba de yodo.
- Al concluir el periodo de incubación, observe los resultados y con base en ellos concluya si las temperaturas desfavorables inhibieron o desnaturalizaron la enzima.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuesta
¿Cómo afecta la temperatura a la velocidad de un proceso enzimático?	
¿Cómo afecta el pH del medio a la velocidad de una reacción enzimática?	

Resultados y observaciones

Referencias

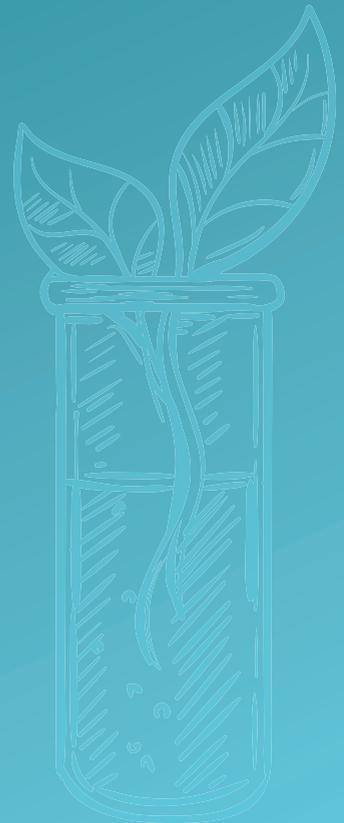
- Chang, R. y College W. (2002). *Química* (7ª. ed.). McGraw Hill. <https://sacaba.gob.bo/images/wsacaba/pdf/libros/quimica/Chang-QuimicaGeneral7thedicion.pdf>
- Química Oficial. (2020, 31 de mayo). *Catálisis enzimática - Raymond Chang*. <https://www.quimicaoficial.com/2020/05/catalisis-enzimatica.html>

Práctica 5

Identificación de colesterol

Objetivos

Al finalizar la práctica, el alumno será capaz de realizar la saponificación de la grasa de mantequilla utilizando una solución alcalina, para separar la fracción no saponificable. Posteriormente, extraerá el colesterol de esta fracción no saponificable y confirmará su presencia mediante una prueba cualitativa utilizando reactivos específicos.



Introducción

Al realizar la saponificación de una grasa, se produce ruptura hidrolítica de enlaces éster. Los ácidos grasos que se liberan mediante este proceso se convierten en sus sales respectivas, llamadas jabones. Con base en sus estructuras químicas, existen lípidos saponificables e insaponificables, los más importantes son los terpenos y los esteroides. El colesterol (Figura 8) forma parte de la porción insaponificable de la mantequilla. Para extraerlo, hay que saponificar la mantequilla, y después usar un disolvente adecuado para determinarlo, en este caso, cualitativamente.

Por medio de la ruptura de los enlaces éster, presentes en las grasas utilizando una solución alcalina y calor (saponificación), se obtiene glicerol, jabones y una fracción insaponificable, donde se encuentra incluido el colesterol.

El anhídrido acético puede condensarse con los grupos hidroxilo del carbono 3 del colesterol o de esteroides semejantes. Además, si el esteroide presenta un doble enlace en el carbono 5, como es el caso del colesterol, ocurre una epimerización hacia la forma 3, con deshidratación, apareciendo una coloración característica, por lo tanto, la prueba de Liebermann-Burchard es específica para los 3 hidroxiesteroides con doble enlace en el carbono 5 (Cabrera-Forero, 2020).

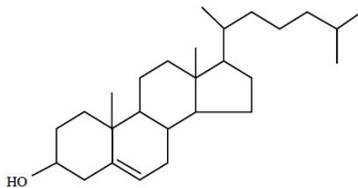


Figura 8. Estructura molecular del colesterol

Fuente: Maldonado-Saavedra et al. (2012).

Material y equipo

- Matraz Erlenmeyer de 500 ml
- Tubos de ensayo de 16 x 150 mm
- Agitador de vidrio
- Vasos de precipitado de 250 ml
- Embudo
- Pipetas de 5 ml
- Vidrio de reloj
- Cápsula de porcelana
- Papel filtro

Reactivos

- Alcohol al 95 %
- Cloroformo
- Anhídrido acético concentrado
- Ácido sulfúrico concentrado
- Mantequilla
- Hidróxido de potasio al 65 %

Procedimiento

Nota: para la realización de esta práctica se requiere material seco.

1. Coloque 2.5 g de mantequilla en un matraz Erlenmeyer de 500 ml y deje que se funda en el baño de agua. Una vez fundida, retire el matraz y deje enfriar.
2. Agregue 2 ml de solución acuosa de hidróxido de potasio al 65 % y 2.5 ml de alcohol al 95 % a la mantequilla fundida.
3. Mezcle cuidadosamente y coloque nuevamente el matraz sobre el baño de agua hirviente durante 30 minutos o hasta que haya desaparecido el olor a alcohol. Luego, transfiera el contenido del matraz a una cápsula de porcelana.
4. Evapore el contenido a sequedad a baño de agua y enfríe. Para extraer el colesterol de la fracción insaponificable, agregue 10 ml de cloroformo en porciones de 2 ml, agítandolo periódicamente con un agitador de vidrio durante 1 hora. Añada más cloroformo si es necesario y cubra la cápsula con un vidrio de reloj.
5. Filtre el cloroformo y recolecte el filtrado en un tubo de ensayo. Este filtrado será denominado extracto clorofórmico.
6. Transfiera 2 ml del extracto clorofórmico a un tubo de ensayo. Añada 10 gotas de anhídrido acético concentrado y 2 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Mezcle cuidadosamente, coloque el tubo en un lugar oscuro durante 10 minutos y observe la coloración producida.

Preguntas para contestar en laboratorio	Respuesta
¿Cuáles son los métodos efectivos para extraer colesterol de muestras biológicas?	
¿Cómo seleccionarías el método de extracción apropiado para un tipo específico de muestra?	

Referencias

- Cabrera-Forero, J. S. (2020). *Identificación primaria de metabolitos secundarios de Ulex europeus L. (Retamo Espinoso) y su actividad biológica*. Universidad la Salle. <https://ciencia.lasalle.edu.co/cgi/viewcontent.cgi?article=1095&context=biologia>
- Maldonado-Saavedra, O., Ramírez-Sánchez, I., García-Sánchez, J. R., Ceballos-Reyes, G. M. y Méndez-Bolaina, E. (2012). Colesterol: Función biológica e implicaciones médicas. *Revista Mexicana de Ciencias Farmacéuticas*, 43(2), 7-22. https://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1870-01952012000200002

Sobre las y los autores



Edmar Meléndez Jaramillo

Doctor en Manejo de los Recursos Naturales por la Universidad Autónoma de Nuevo León. Profesor de la FIC-UAT. Candidato a investigador nacional. Su línea de investigación es la valoración del impacto ambiental en áreas urbanas.

Email: edjaramillo@uat.edu.mx



María Teresa Maldonado Sada

Doctora en Gestión y Transferencia del Conocimiento; maestra en Innovación Empresarial y Tecnológica e ingeniería Química y de Sistemas Ambientales. Profesora de la FIC-UAT. Miembro de la Red Universitaria para la Sustentabilidad como parte de la SDSN México. Se destaca la aportación al Plan General de Desarrollo de la CDMX 2020-2040. Colabora en otras áreas del conocimiento como valorización, innovación sustentable, sustentabilidad, química verde, innovación para ingeniería, entre otras.



Alma Delia Garza Zamudio

Licenciada en Ciencias de la Educación, egresada de la Universidad Autónoma de Tamaulipas (1983); maestría en Educación Área Docente por la Universidad La Salle (2010); doctora en Tecnología e Innovación en la Educación por la Universidad Centroamericana Única (2020). Profesora de Tiempo Completo de la Facultad de Ingeniería y Ciencias de la Universidad Autónoma de Tamaulipas (UAT). Cuenta con perfil PRODEP vigente. Miembro de la Red Universitaria para la Sustentabilidad como parte de la SDSN México. Ha dirigido y colaborado en varios proyectos como *laboratorio viviente* al interior de la facultad en materia de Química, y Medio Ambiente, los cuales brindan acceso universal al conocimiento. Línea de investigación: Innovación en la docencia.

Email: adgarza@docentes.uat.edu.mx



Daniel López Aguirre

Doctor en Ciencias Agropecuarias y Recursos Naturales por la Universidad Autónoma del Estado de México. Profesor de la FIC-UAT. Miembro del Sistema Nacional de Investigadoras e Investigadores del Conhacyt, Nivel 1.

Consulta más títulos dentro del catálogo de Libros UAT del Consejo de Publicaciones en el siguiente enlace:



<https://libros.uat.edu.mx>

 <https://publicaciones.uat.edu.mx>

Equipo editorial

Coordinación: Venancio Vanoye Eligio

Gestión y administración: Jessica Abigail Rodríguez Tinajero, María Teresa Maldonado Sada

Revisión y corrección de estilo: José Luis Énder Velarde García, Jorge Alberto Vázquez Herrera

Diseño y maquetación: Erika González Navarro, Wendy Castillo Cruz, Lorena E. Cortez Rodríguez

Manual de prácticas de química para ingeniería
de María Teresa Maldonado Sada, coordinadora
publicado por la Universidad Autónoma de Tamaulipas y
Editorial Fontamara en mayo de 2025. La revisión y diseño editorial
correspondieron al Consejo de Publicaciones UAT.



El estudio de la química es fundamental para los estudiantes de ingeniería, ya que es un área del conocimiento que comprende temas relevantes como: la nomenclatura y uso de los compuestos inorgánicos y orgánicos; las reacciones químicas, la preparación de soluciones, identificación de compuestos en una muestra, uso de equipo e instrumentación de laboratorio para la resolución de problemas ambientales o agrícolas. Estos conceptos y aprendizajes son importantes para distintos programas educativos, principalmente para las ingenierías en telemática, ciencias ambientales y agronomía, entre otras.

El presente manual es elaborado por docentes con vasta experiencia en este campo del conocimiento, todos pertenecientes a la Facultad de Ingeniería y Ciencias de la Universidad Autónoma de Tamaulipas. Consta de prácticas relevantes de cuatro ramas principales de la química: inorgánica, orgánica, analítica y bioquímica.

Este manual proporcionará a los estudiantes las herramientas necesarias para comprobar los conocimientos abordados en el aula.

ISBN UAT: 978-607-8888-77-1

ISBN Fontamara: 978-607-736-982-0

ISBN 978-607-736-982-0

