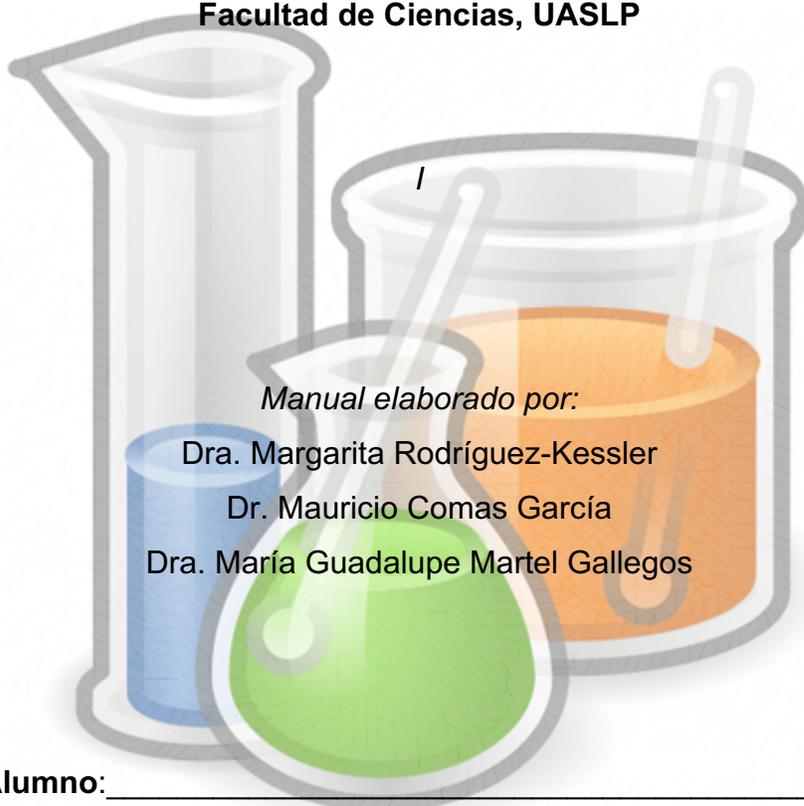




LABORATORIO DE QUÍMICA ORGÁNICA E INORGÁNICA

Licenciatura en Biología

Facultad de Ciencias, UASLP



Manual elaborado por:

Dra. Margarita Rodríguez-Kessler

Dr. Mauricio Comas García

Dra. María Guadalupe Martel Gallegos

Nombre del Alumno: _____

Calificación final del Laboratorio: _____

Fecha: _____

PREFACIO

El laboratorio de “Química Orgánica e Inorgánica” esta dirigido a los estudiantes de la Licenciatura en Biología y se imparte en el primer semestre de la carrera. Es una actividad complementaria a las sesiones teóricas del curso que le permite al estudiante desarrollar habilidades básicas en el uso y manejo de la instrumentación y material de

laboratorio, la preparación de soluciones, la medición de pH y la identificación de propiedades fisicoquímicas de las sustancias que participan en las reacciones químicas. El calendario de actividades contempla diez sesiones prácticas en el laboratorio de Química de la Facultad de Ciencias.

Los **objetivos específicos** del laboratorio son:

- 1.- Conocer las Normas de Seguridad e Higiene para el manejo, transporte y almacenamiento de sustancias en el laboratorio.
- 2.- Adquirir destreza en el manejo y uso del material de laboratorio empleado para medir volúmenes de sustancias líquidas.
- 3.- Conocer los principales métodos de separación de mezclas homogéneas y heterogéneas.
- 4.- Determinar el tipo de enlace químico presente en varias sustancias mediante la observación de propiedades como la conductividad eléctrica, la solubilidad, etc.
- 5.- Adquirir destreza en la preparación de soluciones de concentración específica.
- 6.- Conocer las principales reacciones químicas que se llevan a cabo en solución acuosa, enfocándose en aquellas de metátesis o doble desplazamiento.
- 7.- Entender el equilibrio químico mediante de reacciones secuenciales de tipo óxido/reducción.
- 8.- Determinar el pH de sustancias orgánicas e inorgánicas.
- 9.- Adquirir destreza en la identificación de grupos funcionales.

ÍNDICE

I. REGLAMENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA.....	3
II. BIOSEGURIDAD.....	5
III. EVALUACIÓN DEL LABORATORIO.....	7
IV. ELABORACIÓN Y ENTREGA DEL REPORTE.....	8
V. CALENDARIO DE PRÁCTICAS.....	8
PRÁCTICA 1. <i>Normas de seguridad en el laboratorio</i>	9
PRÁCTICA 2. <i>Material de laboratorio y control de calibración de material volumétrico</i> ...	19

PRÁCTICA 3. <i>Separación de mezclas</i>	27
PRÁCTICA 4. <i>Compuestos iónicos y covalentes</i>	32
PRÁCTICA 5. <i>Preparación de soluciones</i>	38
PRÁCTICA 6. <i>Reacciones de precipitación: obtención del hidróxido cobre</i>	46
PRÁCTICA 7. <i>Reacción de reloj</i>	51
PRÁCTICA 8. <i>Medición de pH</i>	55
PRÁCTICA 9. <i>Identificación de grupos funcionales en compuestos orgánicos</i>	62
PRÁCTICA 10. <i>Extracción de aceite de almendra por método de extracción discontinua</i>	67

I. REGLAMENTO DEL LABORATORIO DE QUÍMICA

- 1.- Antes de ingresar al laboratorio, deberá portar la bata reglamentaria (blanca, de algodón y manga larga) debidamente abrochada, zapato cerrado cómodo y seguro, así como cabello recogido.
- 2.- Cuando se le indique deberá usar cubre boca y/o careta, guantes y lentes de seguridad.
- 3.- Ubicar las rutas de evacuación y medidas de seguridad establecidas en el laboratorio.
- 4.- Evitar el uso de joyas (anillos, pulseras, dijes, aretes largos, reloj, etc.) que puedan reaccionar con los productos químicos o que puedan engancharse en materiales o equipos.
- 5.- El tiempo de tolerancia para llegar y entrar al laboratorio será establecido por el maestro (a) y/o instructor.
- 6.- Los útiles y pertenencias que no cumplan un contenido en la práctica, deberán ser colocados en el lugar indicado por el maestro (a) y/o instructor (por ej. teléfonos celulares, tablets, mochilas, etc.).
- 7.- Jamás deberá iniciar una práctica sin estar seguro de lo que se va a hacer, por lo que será su obligación leer previamente la práctica y atender las indicaciones del maestro (a) y/o instructor previamente.
- 8.- Antes de empezar la práctica le será confiado material del laboratorio debidamente descrito en un vale firmado por el responsable del equipo, quien entregará al Supervisor

técnico su identificación vigente que lo acredite como alumno de la UASLP. Al finalizar la práctica se devolverá la credencial a contra entrega del equipo prestado.

9.- La práctica deberá ser realizada en el lugar asignado por el profesor y/o instructor y no deberán desplazarse a otras mesas interviniendo en el trabajo de sus compañeros.

10.- Por su seguridad queda estrictamente prohibido consumir alimentos o bebidas durante el desarrollo de la práctica.

11.- Antes de iniciar la práctica, deberá verificar la identidad de los productos químicos:

- a) No deberá oler ni probar los reactivos o productos químicos que desconozca. En caso necesario de reconocer alguna sustancia por su olor deberá abanicar con la mano, hacia la nariz un poco de vapor y aspirar indirectamente (nunca inhalar directamente del recipiente).
- b) Nunca deberá pipetear con la boca.
- c) En cuanto a la preparación de ácidos diluidos: jamás se verterá agua sobre ácido, lo correcto es verter el *ácido sobre el agua*.

12.- El manejo de desechos generados en la práctica será indicado por el maestro (a) y/o instructor.

13.- La práctica se deberá desarrollar con limpieza, evitando derramar sustancias en la mesa de trabajo y etiquetar debidamente las soluciones preparadas.

14.- Bajo ninguna excusa se le permitirá ausentarse de la práctica.

15.- No se permitirán visitas ajenas al laboratorio durante el desarrollo de la práctica.

16.- Deberá limpiar su mesa de trabajo después de la práctica, dejándola en el orden en que le fue entregada.

17.- Al término de la práctica, deberá cerciorarse que las llaves de gas, vacío y agua queden perfectamente cerradas.

18.- Lavarse las manos al salir del laboratorio. El lavado también debe incluir los guantes usados colocándolos en el recipiente adecuado para su desecho.

19.- Anotarse en la bitácora de uso de los equipos utilizados durante la práctica.

20.- Queda prohibido sacar material, reactivos y equipos de laboratorio sin previa autorización por parte del instructor.

21.- Las personas a quienes se sorprenda haciendo mal uso de equipos, materiales, instalaciones, etc., propias de los laboratorios serán sancionadas conforme a la Legislación Universitaria, según la gravedad de la falta cometida.

22.- El material o equipo que adeude el alumno o profesor deberá ser repuesto o reparado, cumpliendo las mismas características y especificaciones del material o equipo que se dañó.

El incumplimiento de cualquiera de los puntos estipulados en este reglamento será suficiente para negarle el acceso a las instalaciones y equipo del laboratorio por el Supervisor Técnico y maestro (a) y/o instructor.

II. BIOSEGURIDAD

En el laboratorio de Química Orgánica e Inorgánica se trabajará principalmente con materiales y equipos de vidrio, los reactivos serán de naturaleza diversa (sales inorgánicas, solventes, ácidos y bases, etc). La mayoría de estos reactivos son inocuos y representan un bajo riesgo para la salud y/o bioseguridad. Sin embargo, algunos reactivos pueden tener un riesgo potencial para el estudiante si no se hace un manejo adecuado de los mismos. En la primer práctica que llevarán acabo los estudiantes será “*Normas de seguridad en el laboratorio*” la cual tiene como finalidad que el estudiante aprenda a identificar los riesgos específicos de las sustancias, su manejo y correcto almacenamiento.

A continuación, se enlistan todos los reactivos, que pueden tener un riesgo potencial para el estudiante, junto con un enlace que da acceso a las fichas de datos de seguridad (MSDS por sus siglas en inglés). **Es responsabilidad del alumno leer dichas y de entender los posibles riesgos a la salud.** En caso de que haya dudas sobre estas fichas el alumno deberá contactar al instructor.

Tabla de compuestos que pueden presentar un riesgo para la salud			
Práctica	Compuesto	Código NFPA	Enlace al MSDS
2	Fenolftaleína	Salud: 1 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Fenolftaleina.pdf

3, 4, 6 y 9	Sulfato de cobre	Salud: 1 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Sulfato de Cobre Pentahidratado.pdf
4 y 9	Acetona	Salud: 1 Infamabilidad: 3 Reactividad: 1	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Acetona.pdf
4	Sulfato de amonio	Salud: 2 Infamabilidad: 1 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20SULFATO%20DE%20AMONIO.pdf
4, 9 y 10	Hexano	Salud: 1 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Hexano.pdf
4 y 8	Ácido clorhídrico	Salud: 3 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20ACIDO%20CLORHIDRICO.pdf
4, 6, 8 y 9	Hidróxido de sodio	Salud: 3 Infamabilidad: 0 Reactividad: 1	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20HIDROXIDO%20DE%20SODIO.pdf
4, 5 y 8	Etanol	Salud: 0 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Alcohol%20Etílico%2096.pdf
6 y 9	Amoniaco	Salud: 2 Infamabilidad: 1 Reactividad: 2	www.gtm.net/images/industrial/a/AMONIACO.pdf
7 y 9	Ácido sulfúrico	Salud: 3 Infamabilidad: 0 Reactividad: 2	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20ACIDO%20SULFURICO.pdf
7	Peróxido de hidrógeno	Salud: 1 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Per%C3%B3xido%20de%20Hid%C3%B3geno%2030%25.pdf
7	Tiosulfato de sodio	Salud: 2 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Tiosulfato%20de%20Sodio%20Pentahidratado.pdf
7	Yoduro de Potasio	Salud: 2 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	http://www.uacj.mx/IIT/CICTA/Documents/Quimicos/Yoduro%20de%20Potasio.pdf
8	Isopropanol	Salud: 1 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	www.asiquim.com/nwebq/download/HDS/Isopropanol.PDF
9	Hidróxido de potasio	Salud: 3 Infamabilidad: 0 Reactividad: 1	http://www.gtm.net/images/industrial/h/HIDROXIDO%20DE%20POTASIO.pdf
9	Permanganato de potasio	Salud: 1 Infamabilidad: 1 Reactividad: 0	http://www.gtm.net/images/industrial/p/PERMANGANATO%20DE%20POTASIO.pdf
9	Nitrato de plata	Salud: 2 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Nitrato%20de%20Plata.pdf
9	Dicromato de potasio	Salud: 4 Infamabilidad: 0 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Dicromato%20de%20Potasio.pdf
9	Benceno	Salud: 2 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Benceno.pdf

9	Ácido tricloroacético	Salud: 3 Infamabilidad: 1 Reactividad: 1	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20ACIDO%20TRICLOROACETICO.pdf
9	Butanol	Salud: 1 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/Alcohol%20Butilico.pdf
9	Formaldehído	Salud: 1 Infamabilidad: 3 Reactividad: 0	www.gtm.net/images/industrial/f/FORMALDEHIDO.pdf
9	Tartrato de sodio y potasio	Salud: 2 Infamabilidad: 1 Reactividad: 0	https://www.ctr.com.mx/pdfcert/MSDS%20TARTRATO%20DE%20SODIO%20Y%20POTASIO.pdf

III. EVALUACIÓN DEL LABORATORIO

El programa analítico del curso de Química Orgánica e Inorgánica establece que el alumno deberá obtener una calificación aprobatoria en el laboratorio para acreditar la materia. La evaluación general del curso se detalla en la siguiente tabla, haciendo énfasis en las prácticas de laboratorio, cuyo puntaje equivale a un 15% de la calificación de la materia.

Elaboración y/o presentación de:	Porcentaje
Exámenes parciales (4)	75%
Examen ordinario (1)	10%
Prácticas de Laboratorio (10 sesiones)	15%
Total	100%

Cada práctica de Laboratorio se evaluará con una escala de calificación de 0 a 10, y se considerarán los siguientes aspectos:

Aspecto	Puntaje
Examen previo* (pre-laboratorio)	1
Introducción	1
Observaciones	2
Cuestionario**	4
Resultados y conclusiones**	2
Total	10

*Consistirá en 2 preguntas relacionadas con la práctica, abarca conocimientos/fundamentos básicos del tema o bien particularidades de la metodología ó procedimiento a realizar.

**La ponderación puede variar un poco entre prácticas.

IV. ELABORACIÓN Y ENTREGA DEL REPORTE

El reporte del laboratorio se evaluará en “equipo”, se realizará a mano y se entregará en hojas tamaño carta blanca conforme al siguiente contenido:

- a) **Portada.** En ella se debe especificar el título de la práctica, nombre del alumno, equipo y fecha de entrega.
- b) **Introducción a la práctica.** Esta sección no debe ser mayor a una cuartilla, el alumno deberá generar una introducción personalizada para su reporte; debe esta basada en revisión de bibliografía.
- c) **Observaciones.** Incluyen dibujos y descripciones de lo realizado en el laboratorio en etapas particulares de un protocolo.
- d) **Cuestionario.** Abarca de tres a cuatro preguntas de investigación concretas.
- e) **Resultados.** Descripción de lo obtenido/logrado durante el desarrollo de la práctica.
- f) **Conclusiones**
- g) **Bibliografía.** Se recomienda emplear el formato APA para citar la fuente de donde se obtuvo la referencia bibliográfica.

Los reportes de una práctica concluida se entregarán al iniciar la práctica siguiente en el horario del laboratorio.

V. CALENDARIO DE PRÁCTICAS

SESIÓN	PRÁCTICA	FECHA
1	Normas de seguridad en el laboratorio	Ago
2	Material de laboratorio y control de calibración de material volumétrico	Ago
3	Separación de mezclas	Sep
4	Compuestos iónicos y covalentes	Sep
5	Preparación de soluciones	Sep

6	Reacciones de precipitación: obtención del hidróxido cobre	Sep
7	Reacción de reloj	Oct
8	Medición de pH	Oct
9	Identificación de Grupos Funcionales en Compuestos Orgánicos	Oct
10	Extracción de aceite de almendra por método de extracción discontinua	Oct
	Examen práctico de Laboratorio	Nov
	Entrega de calificaciones del Laboratorio	Nov

Semestre: Agosto - Diciembre



Práctica No. 1 Normas de seguridad en el Laboratorio

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad I. Introducción a la química y en la Unidad V. Nomenclatura.**

Introducción

En los siguientes apartados se describen las normas generales de seguridad e higiene establecidas para el manejo de sustancias de un Laboratorio. **Antes de comenzar cualquier práctica el alumno deberá revisar el apartado de bioseguridad que se encuentra en este manual.**

A.- Normas Generales de Seguridad

1. En todo laboratorio con riesgo potencial debe contarse con la cantidad suficiente de regaderas, lavajos, neutralizadores e inhibidores en las zonas de riesgo, para la atención de casos de emergencia.
2. El almacenamiento de sustancias biológicas y sustancias químicas corrosivas, irritantes o tóxicas debe hacerse en recipientes específicos, de materiales compatibles con la sustancia de que se trate.
3. Es indispensable contar con un botiquín con los materiales, equipo y medicamentos para poder aplicar los primeros auxilios a una persona que ha sufrido un accidente o una enfermedad repentina. El botiquín debe identificarse con una cruz roja visible y no debe contener candados o dispositivos que dificulten el acceso a su contenido.
4. Todo material y/o sustancia de Laboratorio debe estar debidamente etiquetado de acuerdo a las normas de seguridad.
5. Ubicar las señales de seguridad e higiene de tal manera que puedan ser observadas e interpretadas por los trabajadores a los que están destinadas, evitando que sean obstruidas o que la eficacia de éstas sea disminuida por la saturación de avisos diferentes a la prevención de riesgos de trabajo.



B.- Normas de Seguridad e Higiene para el manejo, transporte y almacenamiento de sustancias en el laboratorio. Norma Oficial Mexicana NOM-005-STPS-1998

GLOSARIO

- 1) **Sustancias combustibles:** son aquellas en estado sólido o líquido con un punto de inflamación mayor a 37.8°C.
- 2) **Sustancias corrosivas:** son aquellas en estado sólido, líquido o gaseoso que causan destrucción o alteraciones irreversibles en el tejido vivo por acción química en el sitio de contacto.
- 3) **Sustancias explosivas:** son aquellas en estado sólido, líquido o gaseoso que, por un incremento de temperatura o presión sobre una porción de su masa, reaccionan repentinamente, generando altas temperaturas y presiones sobre el medio ambiente circundante.
- 4) **Sustancias inflamables:** son aquellas en estado sólido, líquido o gaseoso con un punto de inflamación menor o igual a 37.8°C, que prenden fácilmente y se queman rápidamente, generalmente de forma violenta.
- 5) **Sustancias irritantes:** son aquellas en estado sólido, líquido o gaseoso que causan un efecto inflamatorio reversible en el tejido vivo por acción química en el sitio de contacto.
- 6) **Sustancias químicas peligrosas:** son aquellas que por sus propiedades físicas y químicas al ser manejadas, transportadas, almacenadas o procesadas, presentan la posibilidad de inflamabilidad, explosividad, toxicidad, reactividad, radiactividad, corrosividad o acción biológica dañina, y pueden afectar la salud de las personas expuestas o causar daños a instalaciones y equipos.
- 7) **Sustancias reactivas:** son aquellas que presentan susceptibilidad para liberar energía.
- 8) **Sustancias tóxicas:** son aquellas en estado sólido, líquido o gaseoso que pueden causar trastornos estructurales o funcionales que provoquen daños a la salud o la muerte si son absorbidas, aún en cantidades relativamente pequeñas por el trabajador.



Almacenamiento de sustancias químicas: el sistema SAF-T-DATA de J. T. BAKER incluye un método único de almacenamiento de los químicos en el que los productos compatibles son marcados con el mismo color.

<p>ROJO</p> <p>Riesgo de Inflamabilidad</p>	<p>Son sustancias inflamables, reductoras, fuentes de ignición.</p> <p>Necesitan para el almacenamiento además de área segura y resistente al fuego:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ventilación adecuada • Verificar que el aire rote adecuadamente, por lo menos 6 veces /hora • Temperatura máxima de almacenamiento de 25 ° C ya que un exceso de calor puede causar un incendio • Almacenar cantidades mínimas • Alejarlos de los demás reactivos • Tener equipo contra incendio adecuado. Extintores tipo A.B.C
<p>AMARILLO</p> <p>Peligro de Reactividad</p>	<p>Son oxidantes, explosivos, peligro de reactividad, generan muchos gases, y calor</p> <p>Necesitan para el almacenamiento:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Si es posible, lugares subterráneos o de lo contrario lugares frescos • Alejarlos de la luz solar <p>Almacenar en forma separada y lejos de los materiales inflamables o combustibles.</p>
<p>BLANCO</p> <p>Riesgo al Contacto</p>	<p>Presentan peligro al contacto por corrosión, son reductores corrosivos.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Son peligrosos para la piel, ojos, vías respiratorias. • Pueden liberar gases. • En caso de accidente leer la ficha de seguridad, antes de cualquier acción <p>Requieren para el almacenamiento:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Almacenar máximo a 10 cm del piso y sobre cemento • No almacenar en estantes de madera o metal • Almacenar en un área resistente a la corrosión. • Dejar un espacio de llenado en el frasco.



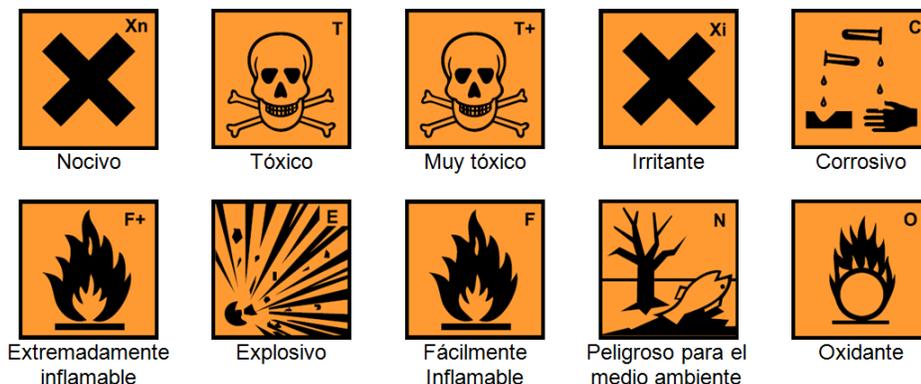
<p>AZUL</p> <p>Riesgo para la Salud</p>	<p>Son tóxicos, peligrosos para la salud.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Son irritantes para la piel, ojos, sistema digestivo. • Toxicidad aguda: Generalmente es reversible, por exposición corta • Toxicidad crónica: Pueden ser origen de enfermedades profesionales en personas que se expongan por periodos prolongados. • Necesitan para el almacenamiento estar en un lugar muy seguro, alejado de los demás reactivos, lejos de posible contacto con alimentos o niños.
<p>VERDE</p> <p>Sin riesgo específico</p>	<p>Son los menos peligrosos, los riesgos en las categorías de salud, inflamabilidad, reactividad y contacto no son mayores de 2</p> <ul style="list-style-type: none"> • Se pueden almacenar en el área general de sustancias químicas.

Además, existe una **escala de riesgo** que va desde el 0 al 4, donde: **0** (sin riesgo), **1** (leve), **2** (moderado), **3** (severo) y **4** (extremo). Empleando la **simbología de color y número**, se pueden clasificar reactivos de laboratorio de la siguiente manera:





De igual forma, las siglas utilizadas para el **almacenamiento de reactivos** corresponden a los siguientes **pictogramas**:



C.- COLORES Y SEÑALES DE SEGURIDAD E HIGIENE. NORMA Oficial Mexicana NOM-026-STPS-2008

GLOSARIO

1. **Señal de seguridad e higiene:** sistema que proporciona información de seguridad e higiene. Consta de una forma geométrica, un color de seguridad, un color contrastante y un símbolo.
2. **Color de seguridad:** color de uso especial y restringido, cuya finalidad es indicar la presencia de peligro, proporcionar información, o bien prohibir o indicar una acción a seguir.
3. **Símbolo:** elemento gráfico para proporcionar información de manera concisa.

Tabla 1. Colores de seguridad, su significado e indicaciones y precisiones

COLOR DE SEGURIDAD	SIGNIFICADO	INDICACIONES Y PRECISIONES
ROJO	Paro.	Alto y dispositivos de desconexión para emergencias.
	Prohibición.	Señalamientos para prohibir acciones específicas.
	Material, equipo y sistemas para combate de incendios.	Ubicación y localización de los mismos e identificación de tuberías que conducen fluidos para el combate de incendios.



AMARILLO	Advertencia de peligro.	Atención, precaución, verificación e indentificación de tuberías que conducen fluidos peligrosos.
	Delimitación de áreas.	Límites de áreas restringidas o de usos específicos.
	Advertencia de peligro por radiaciones ionizantes.	Señalamiento para indicar la presencia de material radioactivo.
VERDE	Condición segura.	Identificación de tuberías que conducen fluidos de bajo riesgo. Señalamientos para indicar salidas de emergencia, rutas de evacuación, zonas de seguridad y primeros auxilios, lugares de reunión, regaderas de emergencia, lavajos, entre otros.
AZUL	Obligación.	Señalamientos para realizar acciones específicas.

Formas geométricas para señales de seguridad e higiene

A. Señales de prohibición

Estas señales deben tener forma geométrica circular, fondo en color blanco, bandas circular y diagonal en color rojo y símbolo en color negro.

INDICACIÓN	CONTENIDO DE IMAGEN DEL SÍMBOLO	EJEMPLO
PROHIBIDO FUMAR	CIGARRILLO ENCENDIDO	
PROHIBIDO GENERAR LLAMA ABIERTA E INTRODUCIR OBJETOS INCANDESCENTES	CERILLO ENCENDIDO	

B. Señales de obligación

Estas señales deben tener forma circular, fondo en color azul y símbolo en color blanco

INDICACIÓN	CONTENIDO DE IMAGEN DEL SÍMBOLO	EJEMPLO



USO OBLIGATORIO DE CALZADO DE PROTECCIÓN	UN ZAPATO DE PROTECCIÓN	
USO OBLIGATORIO DE GUANTES DE PROTECCIÓN	UN PAR DE GUANTES	

C. Señales de precaución

Estas señales deben tener forma geométrica triangular, fondo en color amarillo, banda de contorno y símbolo en color negro.

INDICACIÓN	CONTENIDO DE IMAGEN DEL SÍMBOLO	EJEMPLO
PRECAUCIÓN SUSTANCIA TÓXICA	CRANEO HUMANO DE FRENTE CON DOS HUESOS LARGOS CRUZADOS POR DETRAS	
PRECAUCIÓN, SUSTANCIAS CORROSIVAS	UNA MANO INCOMPLETA SOBRE LA QUE UNA PROBETA DERRAMA UN LIQUIDO. EN ESTE SIMBOLO PUEDE AGREGARSE UNA BARRA INCOMPLETA SOBRE LA QUE OTRA PROBETA DERRAMA UN LIQUIDO	

D. Señales de información

Estas señales son para informar sobre ubicación de equipo contra incendio, equipo y estaciones de protección y atención en casos de emergencia, e instalaciones para personas con discapacidad.

INDICACIÓN	CONTENIDO DE IMAGEN DEL SÍMBOLO	EJEMPLO
UBICACIÓN DE UN EXTINTOR	SILUETA DE UN EXTINTOR CON FLECHA DIRECCIONAL OPCIONAL, EN EL SENTIDO REQUERIDO	



Objetivo

Conocer las normas de seguridad de un Laboratorio. Conocer los programas de seguridad e higiene para el manejo, transporte y almacenamiento de sustancias peligrosas, con la finalidad prevenir y proteger la salud de los usuarios y evitar daños al área de trabajo. Conocer las señales y avisos de seguridad e higiene, los colores y su aplicación.

Material y Reactivos

MATERIAL	INTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
Ninguno	Ninguna	Sales inorgánicas y solventes clasificados de acuerdo con las normas de seguridad e higiene.

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

- 1.- Discutir sobre las normas de seguridad e higiene en el laboratorio.
- 2.- Conocer la señalética del Laboratorio.
- 3.- Clasificar reactivos químicos de acuerdo con las normas de seguridad e higiene.

Referencias bibliográficas:

1. Normas Oficiales Mexicanas sobre Seguridad e Higiene. www.cofepris.gob.mx
2. <https://www.sinec.gob.mx/SINEC/Vista/Normalizacion/DetalleNorma.xhtml?pidn=MDBaL3hOVzI1RFpUTXFyUVMyczhXUT09>



Reporte Práctica No. 1 Normas de seguridad en el Laboratorio

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis.

INTRODUCCIÓN

Genere una introducción, sustentada en una revisión bibliográfica, citando en el texto el nombre del autor y año de las referencias consultadas. Estas referencias bibliográficas no pueden ser páginas de internet. Al final del reporte, se debe incluir la lista completa de referencias (1.0 punto).

OBSERVACIONES

1.- Incluya la tabla con la descripción de las observaciones de colores de almacenamiento y riesgos específicos de los 8 compuestos vistos en el laboratorio. Indique los casos en los que los compuestos no sigan la señalética de la NOM o del sistema SAF-T-DATA (2.0 puntos).

CUESTIONARIO

1.- Describa al menos 3 propiedades físicas y 3 propiedades químicas de cuatro de los reactivos proporcionados en el laboratorio (1.0 punto).

2.- Investigue 10 materiales, equipo o medicamento básico que debe tener un botiquín de primeros auxilios. ¿Cuál es el sitio mas adecuado para colocar un botiquín de primeros auxilios? (1.0 punto)

3.- De acuerdo al Proyecto de Norma Oficial Mexicana PROY-NOM-005-STPS-2017, investigue y represente el pictograma que nos indica: a) gases a presión; b) líquido comburente; c) corrosivo para metales; d) tóxico agudo categoría 4 y e) peróxidos orgánicos tipo A y B. ¿Cuáles de ellas no se podrían almacenar juntas y por qué? (1.0 punto).

4.- Investigue y represente 3 señales de prohibición, de obligación, de precaución y de información diferentes a las indicadas en el manual del Laboratorio (1.0 punto)

5.- ¿Qué nos indica la norma con respecto a productos químicos que pueden causar daños al medio ambiente? Investigue las sustancias que son controladas para su emisión a cuerpos de agua, y en caso, qué estrategias se sugieren para el tratamiento de agua contaminadas y residuales. (1.0 punto)

CONCLUSIONES (1.0) ¿Cuál es la importancia de esta práctica?



Práctica No. 2 Material de laboratorio y control de calibración de material volumétrico

Datos básicos de la práctica

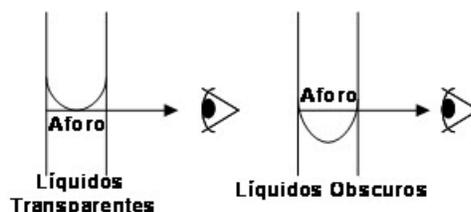
Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad I. Introducción a la química. Tema 1.6 Mediciones y el sistema internacional de medidas.**

Introducción

Existen diferentes instrumentos que nos permiten medir propiedades de las sustancias como su masa, volumen, longitud y temperatura. A estas propiedades se les llama macroscópicas ya que se determinan directamente. Por métodos indirectos, es posible calcular propiedades microscópicas (a nivel atómico o molecular) como, por ejemplo, la masa molar de un elemento.

Para determinar el volumen de una sustancia líquida se emplea material de vidrio o de plástico el cual está graduado y rotulado con una escala de volumen particular. Para medir volúmenes de manera aproximada se emplean las probetas; la medición de volúmenes de manera exacta se obtiene con el uso de buretas, pipetas y matraces volumétricos aforados. La determinación exacta de volúmenes pequeños (microlitros) se realiza con micropipetas. Los matraces Erlenmeyer y los vasos de precipitado pueden contener volúmenes variables, sin embargo; no se emplean para medir volúmenes.

Cuando se realiza una medición de volumen con una **pipeta serológica**, se debe evitar el **error de paralaje** (ocurre cuando el observador no se encuentra en el mismo eje visual que el objeto). Para ello, la vista del analizador debe estar a la altura del nivel del líquido y perpendicular a la pipeta. El flujo de un líquido transparente dentro de la pipeta debe ser detenido cuando el fondo del menisco coincide exactamente con la marca de aforo de la pipeta graduada o de la pipeta aforada. Una vez que se transfiere el volumen medido por una pipeta a un recipiente, se debe esperar 10 segundos para asegurar que se ha vaciado completamente.

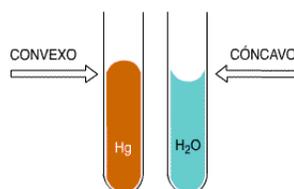




Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

Los **matraces aforados** se emplean para preparar disoluciones de concentración conocida. Si se emplea un soluto sólido para preparar la disolución, este debe disolverse primero en un vaso de precipitados y posteriormente, se transfiere al matraz aforado con la ayuda de un embudo. Se añade gradualmente disolvente y se va mezclando hasta llegar casi a la marca de aforo en el matraz. Finalmente, con una pipeta Pasteur, se añade poco a poco el volumen faltante de disolvente hasta la marca de aforo evitando el error de paralaje.

Menisco: es la curvatura cóncava o convexa que presentan los líquidos en su superficie al estar confinados en un recipiente volumétrico.



Aforo: es la marca o señal que delimita la capacidad o volumen exacto de un recipiente.

El material de vidrio se calibra a una temperatura dada, generalmente se hace a 20°C. Es de suma importancia realizar un control de calibración del material volumétrico y de cualquier material empleado para la medición de propiedades macroscópicas de las sustancias, debido a que en cada medición y/o operación analítica se arrastran errores. Se consideran dos tipos de errores principalmente: el error al azar y el error sistemático. El primero de ellos se puede eliminar teniendo muchas mediciones de un valor dado, mientras que el segundo depende de la calibración del equipo de medición (ej. una balanza no calibrada generará un error sistemático en todas las mediciones).

En el laboratorio, una medición se repite varias veces con la finalidad de tener un resultado confiable. La **exactitud** de una medición se refiere a que tan cercano es un valor medido del valor real. La **precisión**, nos indica la reproducibilidad de una serie de mediciones.

Un método común para expresar la precisión de una medición es la desviación respecto a la media ($X_i - \bar{X}$), que es la diferencia numérica (sin tomar el cuenta el signo) entre el valor experimental (X_i) y la media de la serie (\bar{X}).



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

La **media**, es el promedio de todos los datos:

$$\bar{x} = \sum x/n$$

Σ = sumatoria de todos los datos (X)

n = numero de datos

La **desviación estándar** es una medida más significativa de la precisión.

$$S = \sqrt{\frac{\sum_i (X_i - \bar{X})^2}{n}}$$

Para un número pequeño de datos o medidas (entre 2 y 20), se consideran los grados de libertad (n-1) en los cálculos de desviación estándar.

Objetivos

- 1) Conocer el material de laboratorio empleado para medir volúmenes de sustancias líquidas.
- 2) Realizar el control de calibración de matraces volumétricos y de pipetas volumétricas de 1, 5 y 10 mL y determinar la incertidumbre asociada a los volúmenes medidos.
- 3) Medir volúmenes de líquidos transparentes y coloridos con una bureta.
- 4) Aprender a pipetear volúmenes pequeños con micropipetas.

Materiales y Reactivos

MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
1 Matraz volumétrico de 50 ó 100 mL	Balanza de precisión	Agua destilada
1 pipeta serológica de 5 ó 10 mL, y un pipeteador.	Termómetro	Solución colorida con Fenolftaleína
2 vasos de precipitado de 50 ó 100 mL	Micropipetas de 10, 100 y 1000 μ L.	



1 pipeta Pasteur y un bulbo de látex. 1 Bureta de 50 mL Soporte Universal y pinzas Puntas para micropipetas de 10, 100 y 1000 μ L.		
---	--	--

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

1. Control de calibración del material de vidrio con una solución incolora.

Antes de iniciar la práctica hay que tomar en cuenta las siguientes consideraciones: a) todo material volumétrico por calibrar debe estar perfectamente limpio, b) verificar el buen funcionamiento de la balanza de precisión, c) el material de vidrio por calibrar se debe manipular con guantes con la finalidad de evitar residuos de grasas sobre su superficie, d) es necesario anotar todos los datos y observaciones generados durante el proceso de calibración, e) verificar la temperatura de la sustancia a medir (agua) al iniciar y al terminar la calibración.

a. Calibración de los matraces volumétricos de 50 mL.

- ❖ Se pesa el **matraz volumétrico vacío** con su tapón dos veces y se registran ambos resultados. Se llena cuidadosamente el matraz con agua destilada hasta alcanzar el nivel inferior de la marca de aforo. Posteriormente, se completa empleando una pipeta el volumen de agua necesario hasta la marca de aforo. Durante este procedimiento es importante cuidar que el cuello del matraz se mantenga seco por arriba de la marca de aforo, que el exterior del matraz este seco, debe evitar la presencia de burbujas en el interior del matraz.
- ❖ Se efectúan dos pesadas del **matraz aforado**, con su tapón, se anotan los datos y después con mucho cuidado se retira un poco de volumen del matraz con una pipeta Pasteur. Se vuelve a aforar el volumen y se efectúan nuevamente dos pesadas.
- ❖ Este proceso se repite hasta completar cinco mediciones (por duplicado) con la finalidad de tener cinco pares de datos para análisis estadísticos.



Peso del matraz vacío	Peso del matraz aforado con agua	Temperatura del agua
1. ()	1. ()()	Inicial:
2. ()	2. ()()	Final:
	3. ()()	
	4. ()()	
	5. ()()	

b. Calibración de las pipetas serológicas de 5 mL

- ❖ Pesar (dos veces) un **vaso de precipitado** de 50 mL, vacío y seco. **Registrar el peso.**
- ❖ Llenar con agua la **pipeta serológica** a calibrar cuidando que el fondo del menisco coincida con la marca del aforo. Revisar que no existan burbujas de aire adheridas a la pared interior de la pipeta. Durante el ajuste de volumen, la pipeta se mantiene en posición vertical, con la marca de aforo a la altura de los ojos para evitar el error de paralaje. Después del ajuste, la pipeta se inclina ligeramente y se retira del recipiente contenedor del agua. La parte exterior de la punta de la pipeta se seca.
- ❖ La punta de la pipeta se introduce en el vaso de precipitado previamente pesado. La pipeta debe estar en posición vertical para vaciar libremente el contenido. Expulse la pequeña cantidad de líquido que permanece por capilaridad en la punta de la pipeta. Pesar el vaso de precipitado conteniendo el líquido (dos veces), registrando cada dato.
- ❖ Sin vaciar el contenido de agua del vaso, repita las operaciones anteriores de medición y vaciado de volumen en el vaso hasta tener cinco pares de datos independientes del contenido de la pipeta con el fin de efectuar el análisis estadístico correspondiente.

Peso del vaso de precipitado vacío	Peso del vaso de precipitado con el volumen medido de la pipeta	Temperatura del agua
1. ()	1. ()()	Inicial:
2. ()	2. ()()	Final:
	3. ()()	



4. () ()
5. () ()

2. Medición de volúmenes variables de líquidos transparentes y coloridos con una bureta.

En el laboratorio se colocarán buretas con líquidos transparentes y líquidos coloridos. El estudiante practicará el aforo de volúmenes variables considerando la curvatura correcta del menisco y evitando el error de paralaje.

3. Manejo de micropipetas para volúmenes pequeños.

El instructor dará una explicación sobre el uso adecuado de micropipetas para la medición de volúmenes pequeños (microlitros). Se proporcionará un recipiente con agua para que los estudiantes realicen pruebas de pipeteo. Posteriormente, el instructor evaluará que cada estudiante mida correctamente un volumen haciendo uso de la micropipeta.

Referencias bibliográficas

- 1.- Silberberg MS. Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª Edición. Mc Graw Hill
- 2.- Chang R. Química. 10ª Edición. Mc Graw Hill
- 3.- Martínez Urreaga J, Narros Sierra A, De La Fuente García-Soto MM. Experimentación en Química General. 1ª Edición. Thomson-Paraninfo, S.A.



Reporte Práctica No. 2. Material de laboratorio y control de calibración de material volumétrico

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis.

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (1.0)

1.- Dibuje el material de vidrio proporcionado en el laboratorio para la medición de volúmenes de sustancias líquidas. Especifique ¿Qué material es empleado para medir volúmenes de manera exacta, de manera aproximada y qué material sirve para contener volúmenes?

RESULTADOS (4.0)

Realice los siguientes cálculos:

a) Cálculo de la capacidad de los matraces volumétricos

- Calcular el promedio de los pesos obtenidos para cada par de pesadas.
- Calcular la masa de agua contenida en el matraz por diferencia entre el peso del matraz lleno de agua y del matraz seco.
- Calcular la capacidad de los matraces volumétricos (volumen de agua) como el promedio de los cinco valores obtenidos.
- Calcular la desviación estándar asociada a la capacidad de cada matraz.

b) Cálculo de la capacidad de las pipetas volumétricas

- Calcular el promedio de los pesos obtenidos para cada par de pesadas.
- Calcular la masa de agua contenida en la pipeta como diferencia entre el promedio de las dos pesadas del vaso con el volumen adicionado por la pipeta y del vaso antes de la adición.
- Calcular la capacidad de las pipetas volumétricas (volumen de agua) como el promedio de los cinco valores obtenidos en el inciso anterior.
- Calcular la desviación estándar asociada a la capacidad de cada pipeta.



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

CUESTIONARIO (2.0)

- 1.- ¿Qué es una pipeta aforada? ¿Para qué se utiliza?
- 2.- ¿Cómo se debe lavar el material de vidrio del laboratorio de química? Describa un protocolo a seguir.

CONCLUSIONES (1.0)

- Utilizando las mediciones realizadas y las que indica el fabricante en cada material concluir si dicho material cumple o no en cuanto a la capacidad especificada.
- Otras conclusiones generales de la práctica

REFERENCIAS



Práctica No. 3 Separación de mezclas

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en *la Unidad I. Introducción a la química. Temas: 1.3 Composición de la materia, 1.4. Estados, propiedades físicas y químicas de la materia y Unidad 4. Enlace químico y geometría molecular. Temas 4.1 Símbolos de Lewis, 4.2 Enlace iónico, 4.3 Enlace covalente y 4.4 Enlace metálico.*

Introducción

La materia se puede clasificar en mezclas, compuestos y elementos. Un **elemento** es una sustancia pura, tiene propiedades físicas y químicas únicas; no puede ser separado por métodos físicos o químicos. La mayoría de los elementos en la naturaleza se encuentran como átomos individuales, aunque existen elementos que se encuentran en forma de moléculas (constituidas por dos o más átomos). Un **compuesto** es un tipo de materia constituida por dos o más elementos diferentes unidos entre ellos por enlaces químicos (iónicos o covalentes). Los elementos que constituyen un compuesto se encuentran en proporciones fijas. Los compuestos tienen propiedades físicas y químicas diferentes a los elementos que los conforman. Un compuesto puede ser separado a constituyentes más simples empleando métodos químicos. Una **mezcla** es un grupo de dos o más sustancias (elementos y/o compuestos) que están físicamente intermezclados. Las mezclas no tienen una composición fija, conservan muchas de las propiedades de las sustancias que los constituyen y pueden ser separadas por métodos físicos como: centrifugación, destilación, filtración, decantación, cromatografía, etc. Las mezclas se clasifican en homogéneas (composición es uniforme) y heterogéneas (composición no uniforme).

En la naturaleza las sustancias puras (los compuestos y los elementos) se encuentran mezclados o conteniendo pequeñas impurezas que a veces es necesario eliminar. En esta práctica aplicaremos algunas de las técnicas de separación y purificación de sustancias a partir de mezclas homogéneas y heterogéneas, y calcularemos el rendimiento (% de sustancia pura obtenida) con diferentes métodos de separación.

Objetivo

El alumno aprenderá a separar los componentes de mezclas homogéneas y heterogéneas.



Material y Reactivos

MATERIAL	INTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
Platillo de aluminio Imán Embudo Papel filtro Probeta de 100 mL Vaso de precipitado de 100 y de 250 mL Varilla de vidrio Puntas para micropipeta de 1000 μ L Malla de asbesto y anillo de hierro	Balanza de precisión Termómetro Micropipeta de 1000 μ L Mechero Bunsen Equipo de destilación	CuSO_4 Limadura de hierro Arena Agua destilada Bebida alcohólica (proporcionada por el instructor)

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

A. SEPARACIÓN DE UNA MEZCLA ARENA-SULFATO DE COBRE-LIMADURAS DE HIERRO

Metodología No. 1a Separación de la mezcla arena – sulfato de cobre- limaduras de hierro

1. Colocar la mezcla aproximadamente 0.5g arena, 0.25 g sulfato de cobre y 0.1 g de limaduras de hierro en un platillo de aluminio.
2. Forrar el imán con papel filtro.
3. Deslizar el imán sobre la mezcla hasta separar todas las limaduras de hierro posibles.

Metodología No. 2a Separación de la mezcla arena – sulfato de cobre

1. Colocar la mezcla arena-sulfato de cobre en un vaso de precipitado de 100 mL.
2. Añadir 25 mL de agua destilada a la mezcla. Agitar para disolver el sulfato de cobre (en caso necesario, calentar la mezcla en una placa de calentamiento).
3. Pesar un vaso de precipitado de 250 mL: _____ g
4. Preparar un filtro de papel como se muestra en la figura 1. Colocar el filtro en el embudo (moje el filtro para que quede bien adaptado al embudo).
5. Vertir el contenido del vaso, poco a poco, sobre el filtro del embudo, recogiendo el filtrado en



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

el vaso de precipitado de 250 mL **previamente pesado**.

6. Añadir poco a poco agua destilada (aprox. 10 mL) al filtro para lavar la arena. Dejar secando la arena en el papel.

NO TIRAR EL FILTRADO, ESTE SE EMPLEARÁ EN LA METODOLOGÍA NO. 3a

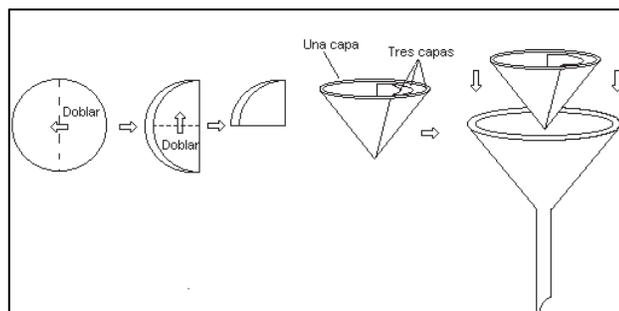


Figura 1. Procedimiento para doblar y colocar el filtro de papel en el embudo.

Metodología No. 3a Separación de la mezcla agua – sulfato de cobre

1. Calentar la disolución de sulfato de cobre obtenida en el procedimiento No. 1 para evaporar el agua.
2. Una vez evaporada la mayor cantidad de agua, baje la temperatura y siga evaporando hasta observar la formación de cristales.
3. Pese nuevamente el vaso de precipitado con los cristales: _____ g

B. SEPARACIÓN DE UNA BEBIDA ALCOHOLICA

Metodología

Mida 25 mL de una bebida alcohólica (vino, sidra, destilado, etc.) proporcionada por el instructor.

1. Añada un agitador magnético al matraz de destilación.
2. Arme el aparato de destilación como le indica su instructor.
3. Encienda el mechero Bunsen a fuego bajo.
4. Colecte el líquido condensado, cuidando que solo ebulle el líquido una sola vez, y registre el volumen final de destilado obtenido _____.

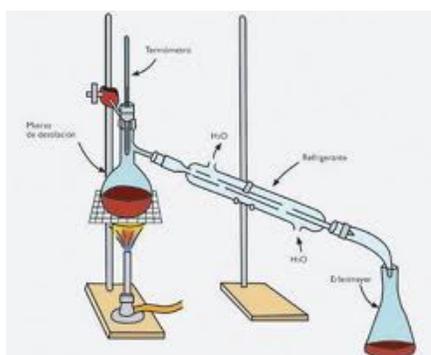


Figura 2. Aparato de destilación simple

Referencias bibliográficas

- 1.- Chang R. Química. 10^a Edición. Mc Graw Hill
- 2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2^a Edición. Prentice Hall



Reporte Práctica 3. Separación de mezclas

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis.

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (2.0)

- 1.- Dibuje cada etapa del proceso de separación de mezclas homogéneas y heterogéneas y describa sus observaciones.
- 2.- Complete su dibujo con la siguiente información:
 - ¿Cómo clasificaría a la mezcla de procedimiento A?
 - ¿Cómo se llama el método de separación de mezclas de: a) procedimiento 1A; b) procedimiento 2A; c) procedimiento 3A?
 - ¿Cómo clasificaría a la mezcla de procedimiento B?

CUESTIONARIO (3.0)

- 1.- Siguiendo la metodología 1A explique ¿Porqué la charola no es atraída al imán si el aluminio es también un metal? La respuesta tiene que estar basada en la configuración electrónica del aluminio.
- 2.- ¿En qué consiste el método de separación de mezclas por tamizado?, ¿Qué aplicaciones tiene?
- 3.- ¿Qué es y para que se utiliza un embudo de separación (incluya un dibujo del embudo)?

RESULTADOS (2.0)

- 1.- Calcule el porcentaje de rendimiento para la separación del sulfato de cobre tomando en cuenta la cantidad inicial de sulfato de cobre que se agregó en la mezcla inicial.
- 2.- Anote la graduación alcohólica de la bebida destilada. Calcule el porcentaje (%) de alcohol presente en la bebida, empleando el volumen inicial de la bebida y el volumen del destilado obtenido. Indique si el contenido alcohólico obtenido coincide con el descrito en el producto. ¿Observó más de un punto de ebullición? ¿A qué se puede deber que hayan dos puntos de ebullición y no solo uno?

CONCLUSIONES (1.0)

¿Qué concluye de esta práctica?

REFERENCIAS



Práctica No. 4 Compuestos iónicos y covalentes

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad I. Introducción a la química. Tema: 1.4 Estados, propiedades físicas y químicas de la materia. Unidad IV. Enlace químico y geometría molecular. Temas del 4.1 al 4.5.**

Introducción

El comportamiento de los materiales (duro o suave, conductor o aislante, quebradizo o maleable, etc) surge de la naturaleza de sus enlaces químicos. Los enlaces químicos se clasifican en iónico, covalente y metálico. El **enlace iónico** se observa entre átomos metálicos y no metálicos que muestran grandes diferencias en afinidad electrónica y electronegatividad. Este enlace surge de la transferencia de electrones, formando iones (catión o anión) que se encuentran unidos entre si por atracciones electrostaticas formando un arreglo tridimensional de sólido iónico. El enlace iónico suele presentarse en sólidos cristalinos los cuales tienen puntos de fusión altos, puntos de ebullición altos, los cuales son solubles en agua, conducen electricidad en estado sólido, la dureza de estos enlaces es de 1 a 10 mohs, presenta diferencia de electronegatividad de enlaces de 2.0 a cualquier número superior (hasta 3.3). El **enlace covalente** surge entre átomos no metálicos que tienen diferencias pequeñas en afinidad electronica y electronegatividad, su tendencia a perder o ganar electrones es muy baja y por ende, los electrones se comparten. **Enlace covalente polar:** fundamentalmente líquidos y gases, puntos de ebullición y de fusión bajos, solubles en agua, no conducen corriente eléctrica, los enlaces covalentes polares pueden existir en los 3 estados de agregación debido a la atracción entre sus moléculas, son solubles en sustancias con el mismo tipo de enlace, tienen diferencias de electronegatividad mayores a 0.4 y menores a 2.0. **Enlace covalente no polar:** son solubles en solventes no polares, no son conductores de electricidad, sus puntos de fusión y ebullición son bajos (un poco más bajos que las sustancias polares), se observan cuando dos átomos de un elemento se unen para formar moléculas asimétricas y cuya diferencia de electronegatividad es menor de 0.4. **Enlace covalente puro:** presentan uniones con átomos iguales (o bien elementos iguales), su diferencia de electronegatividad es igual a cero, son solubles en otras sustancias con el mismo tipo de enlace, no conducen electricidad.



El enlace **metálico** surge de la agrupación de electrones de valencia en un “mar de electrones distribuidos uniformemente” los cuales fluyen entre y alrededor de los centros (núcleo más los electrones internos) de los iones metálicos y los atrae entre si. Los átomos metálicos son relativamente grandes, y pueden perder a los electrones externos de manera relativamente fácil. Esto les permite que un gran número de átomos metálicos pueden compartir sus electrones de valencia en un enlace metálico. En este enlace a diferencia del covalente, los electrones estan deslocalizados, y se mueven a los largo y ancho del metal.

Con base en el aspecto y estado físico de las sustancias, en su solubilidad y en la conductividad de corriente eléctrica, es posible caracterizar a las sustancias iónicas y covalentes.

Objetivos

Determinar el tipo de enlace de varias sustancias al observar algunas de sus propiedades como: conductividad eléctrica, solubilidad, aspecto físico, etc.

Material y Reactivos

MATERIAL	INTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
Portaobjetos Vasos de precipitado de 25-50 mL (10) Probeta de 50 mL Varilla de vidrio Vidrio de reloj Malla de asbesto y anillo de hierro Mechero bunsen Espátula Sanitas	Microscopio óptico Circuito eléctrico	Azúcar de mesa Sal común Sustancias varias (Tabla anexa) Agua destilada

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

a) Medida de los aspectos generales de las sustancias

1.- Observa y anota en la tabla anexa el aspecto, color y olor de cada sustancia, así como su estado físico.



2.- Con ayuda de un microscopio identifica qué forma tienen cada uno de los compuestos sólidos, para así comprobar si son sólidos amorfos (sólidos sin forma) o sólidos cristalinos (sólidos con formas geométricas Figura 1). Anota tus observaciones en la tabla que viene anexa.

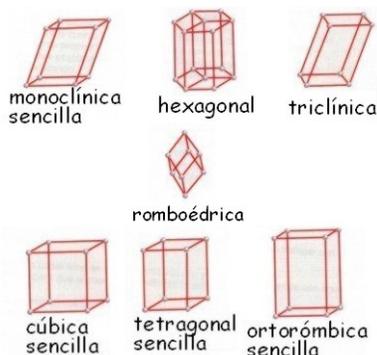


Figura 1. Formas geométricas de sólidos cristalinos

b) Medida de la conductividad eléctrica

1.- Mide la conductividad eléctrica de cada sustancia, para ello monta un circuito como en la Figura 2. Para comprobar que el montaje es correcto, enchufa, activa el interruptor de la fuente de alimentación y pon en contacto los electrodos. Si el LED se enciende, la instalación es correcta y puedes continuar. En caso contrario pregunta al instructor.

3.- Una vez verificado el sistema, pon en contacto los electrodos en la sustancia a ensayar, aplicando corriente eléctrica (con el circuito) a cada una para poder comprobar el tipo de enlace que tiene cada uno de ellos.

4.- Verifica si cada una de las sustancias en su estado tal cual conducen la corriente eléctrica. Anota las observaciones en la tabla anexa

Conserva cada sustancia. La utilizarás más adelante.

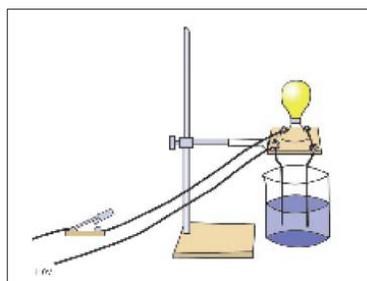


Figura 2. Circuito para medir conductividad eléctrica



c) Medida de la solubilidad en agua

1. Coloca en un vaso de precipitado de 50 mL limpio cada una de las sustancias. Añádeles aprox. 5-10 mL de agua destilada. Agita con la varilla de vidrio. ¿Se disuelven? Anota tus observaciones en la tabla.

d) Medida de la conductividad en disolución

1. Instala de nuevo los electrodos, activa el interruptor de la fuente de alimentación y pon en contacto los electrodos para comprobar que la instalación es correcta. Si el LED se enciende, puedes continuar.

2. Introduce los electrodos en cada una de las soluciones. Verifica si conduce la electricidad en disolución. Anota tus observaciones en la tabla.

Lava los electrodos con agua destilada, sécalos con una sanita e introdúcelos en el vaso de la sustancia siguiente.

e) Medida del Punto de Fusión

1.- Coloca un poco de azúcar de mesa en un vidrio de reloj.

2.- Coloca el vidrio de reloj sobre la malla de asbesto y prende el mechero Bunsen. Mide el tiempo que tarda el azúcar en alcanzar su punto de fusión (retira vidrio de reloj en el momento en que observas la primera burbuja).

Anote el tiempo: _____

3. Repite el procedimiento anterior colocando ahora sal común en un vidrio de reloj.

Anota el tiempo en que tardó en fundirse: _____

Referencias bibliográficas

1.- Chang R. Química. 10ª Edición. Mc Graw Hill

2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2ª Edición. Prentice Hall



Reporte Práctica 4. Compuestos iónicos y covalentes

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis.

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (3.0)

1. Represente con un dibujo (hecho a mano) los pasos a seguir para medir la conductividad eléctrica de los compuestos analizados en la práctica.
2. Para cada compuesto observado en el microscopio, dibuja y describe su estructura.

RESULTADOS (4.0)

1. Completa la tabla de resultados investigando los puntos de fusión y de ebullición de cada una de las sustancias. Indica la diferencia de electronegatividad entre cada átomo enlazado en el compuesto. ¿Qué tipo de enlace químico contiene cada sustancia?
2. Representa a los compuestos covalentes de la tabla de resultados con estructuras de Lewis y a los compuestos iónicos con símbolos de puntos de Lewis.

CONCLUSIONES (1.0)

REFERENCIAS



OBSERVACIONES
Tabla. Propiedades físicas de los compuestos

Nombre	Color	Estado físico	Estructura vista al microscopio (amorfa/cristalina)	Conductividad eléctrica en su estado	Solubilidad en agua	Conductividad eléctrica en disolución
Agua						
Sulfato de cobre						
Glucosa						
Cloruro de Sodio						
Acetona						
Glicerol						
Sulfato de amonio						
Hidróxido de sodio						
Hexano						
Acido clorhídrico						
Fierro						
Dióxido de Silicio						
Azufre						
Etanol						



Práctica 5. Preparación de soluciones

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad VI. Cantidades, reacciones químicas y estequiometría. Temas del 6.1 al 6.3.**

Introducción

Una **solución** es una mezcla homogénea de al menos dos sustancias, una que se conoce como soluto y la otra como solvente, disolvente o diluyente y que generalmente está en mayor proporción que la primera. El solvente universal es el agua y por lo tanto no es de extrañar que casi todas las soluciones empleen agua como disolvente.

La concentración de una solución debe ser expresada en unidades del Sistema Internacional (SI), es decir en **mol/L** cuando el peso molecular del soluto se conoce, o en términos de peso (masa) por litro si el peso molecular del soluto se desconoce. Además, existen algunas expresiones que no pertenecen al SI pero que su uso se ha mantenido, por razones históricas o prácticas. De éstas, básicamente prevalecen dos tipos de expresiones: aquellas que expresan la **concentración de forma porcentual** y aquellas que la expresan como **molaridad (M)**.

CONCENTRACIÓN PORCENTUAL

Las concentraciones expresadas de forma porcentual se refieren a partes de soluto por 100 partes de la solución, de ahí el término porcentaje o por cien. Estas pueden enunciarse como:

- **Peso por unidad de peso** (ó peso en peso ó % **p/p**): los dos, el soluto y el solvente son pesados en gramos y la proporción de soluto se expresa por 100 g de solución. Ejemplo: una solución de NaCl al 24% (p/p) contiene 24 g de NaCl por cada 100 g de solución, o 24 g de NaCl y 76 g de disolvente.
- **Volumen por unidad de volumen** (ó % **v/v**): número de mL de soluto en 100 mL de solución. Ejemplo: una solución de HCl al 1% (v/v) contiene 1 mL de HCl puro por 100 mL de solución, es decir 1 mL de HCl es el soluto y 99 mL de disolvente.
- **Peso por unidad de volumen** (o % **p/v**): número de g de soluto en 100 mL de solución. Si el porcentaje no especifica la forma de expresión, es decir, p/p, v/v o p/v, se asume que



el porcentaje está expresado en peso por unidad de volumen. Ejemplo: Una solución de $MgCl_2$ al 7% contiene 7 g de $MgCl_2$ por cada 100 mL de solución. En este caso 7 g de $MgCl_2$ están disueltos en 100 mL de disolvente.

Cabe destacar que al ser estas relaciones porcentuales, el volumen o peso final puede ser cualquier cantidad pero lo importante es mantener la relación entre las partes. *Ejemplo:* Calcule ¿cuántos gramos de NaOH se tienen que pesar para obtener 300 mL de una solución al 10%?.

Una solución al 10% (p/v) de NaOH contiene 10 g de NaOH por cada 100 mL de solución. Sin embargo, el enunciado menciona que se tiene tres veces más solución (300 mL). Por lo tanto, conservando la proporción porcentual, se puede decir que se pesan 30 g de NaOH para obtener 300 mL de solución al 10% ó:

100 mL de solución tienen10 g de NaOH
300 mL de solución tienenX g de NaOH
X= 30 g de NaOH.

MOLARIDAD

El término **molaridad** expresa la concentración de una sustancia en particular en términos de número de moles (n) por litro de solución (L) y su símbolo es “M” (en mayúscula!!). Número de moles (n) es la relación entre los gramos (g) y el peso molecular (PM) de la sustancia.

$$M = n / L ; n = g/PM \quad \text{por tanto sustituyendo (n) nos queda } M = g / PM L$$

$$\text{Despejando: } g = M PM L, \text{ las unidades serían } g = M (\text{mol/L}) \times PM (\text{g/mol}) \times L$$

Ejemplo: Calcule ¿cuántos gramos de NaOH se deben pesar para preparar 2.5 L de una solución de NaOH 0.1 M? El primer dato que se requiere para poder obtener lo solicitado es el peso molecular (PM) del NaOH, es decir, 40 g/mol.

Para saber los gramos usamos la fórmula **$g = M PM L$** Sustituyendo...

$$g = (0.1 \text{ mol/L}) (40 \text{ g/mol}) (2.5L) = 10 \text{ g de NaOH}$$

Entonces para preparar 2.5 L de una solución de NaOH 0.1 M se deben pesar 10 g de NaOH y llevar a 2.5 L con agua.

CÁLCULO Y EXPRESIÓN DE DILUCIONES



Una **dilución** consiste en preparar una solución menos concentrada a partir de una más concentrada. Las diluciones generalmente se expresan como una razón matemática, por ejemplo 1:5 (1/5), 1:10 (1/10), etc. En el caso de una dilución 1:5 (1/5) significa que habrá 1 parte (sea volumen o peso) de una sustancia por cada 5 partes de disolvente.

Al final la dilución estará compuesta de 1 volumen (o peso) de la sustancia a diluir y 4 volúmenes del disolvente. Para calcular la concentración final de una solución diluida, se multiplica la concentración de la solución original por la dilución expresada como fracción.

La ecuación más comúnmente utilizada para preparar diluciones es:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

V_1 es el volumen de la solución concentrada que se debe añadir para preparar la solución diluida.

C_1 es la concentración de la solución concentrada.

V_2 es el volumen final de la solución diluida. C_2 es la concentración de la solución diluida.

Al utilizar esta ecuación debe tomarse en cuenta que tanto las unidades de V_1 y V_2 así como las de C_1 y C_2 **deben ser las mismas**, preferiblemente mL y mol/L, respectivamente. *Ejemplo:* Prepare 500 mL de una solución de glucosa 5 mol/L ó 5 M a partir de una solución de glucosa 45 mol/L ó 45 M. Aplicando la ecuación antes presentada tenemos:

$$V_1 \times 45 \text{ mol/L} = 500 \text{ mL} \times 5 \text{ mol/L} \dots\dots\dots V_1 = 55.56 \text{ mL de glucosa 45 mol/L}$$

Entonces, para preparar 500 mL de una solución de glucosa 5 mol/L, se requieren 55.56 mL de glucosa 45 mol/L y aforar a 500 mL con agua. Es decir se estarían mezclando finalmente 55.56 mL de glucosa 45 mol/L con 444.44 mL de agua.

Nótese que la solución original fue diluida 1:9 (1/9) o en otras palabras, se utilizó un factor de dilución de 9. Esto se obtiene multiplicando la concentración original por el factor de dilución en fracción (que es el que desconocemos) y esto es igual a la concentración de la solución diluida:

$$(45 \text{ M}) (1/x) = 5 \text{ M} \quad \text{Despejando... } x = 45 \text{ M} / 5 \text{ M} \text{ por tanto } x = 9$$

El factor de dilución es entonces 9. Es decir la solución original fue diluida 1:9 (1/9).

FACTOR DE DILUCIÓN

El **factor de dilución** representa el número de veces que fue diluida la solución concentrada. Si se hace una serie de diluciones, la concentración de la solución final se obtiene al multiplicar la



concentración original por el producto de los factores de dilución. Ejemplo: si la solución de glucosa a 45 mol/L del ejemplo anterior es primero diluida 1:9 (1/9) y luego 1:100 (1/100), la concentración final de la solución será $45 \times 1/9 \times 1/100 = 0.05$ mol/L, con un factor de dilución de 900.

Las diluciones seriadas son también muy útiles. En éstas, todas las diluciones hechas a partir de la primera o luego de la primera poseen el mismo factor de dilución. Ejemplo: para determinar la concentración de proteínas en un suero animal, la muestra es diluida 1/5 mediante la adición de 0.02 mL de suero a 0.08 mL de solución salina en el tubo número 1. Los tubos 2 al 8 contienen 0.5 mL de solución salina como diluyente. La dilución seriada se realiza al transferir 0.5 ml del tubo 1 al tubo 2, mezclar y transferir 0.5 mL del tubo 2 al tubo 3 y así sucesivamente hasta el tubo 8. La concentración de suero en los tubos 2 al 8 decrece por un factor de 2, siendo cada dilución: tubo 1:1/5, tubo 2: 1/10, tubo 3: 1/20, tubo 4: 1/40, tubo 5: 1/80, tubo 6: 1/160, tubo 7: 1/320 y tubo 8: 1/640.

Objetivos

- 1.- Aprender a preparar soluciones de concentración Molar y concentración porcentual.
- 2.- Que el alumno entienda como generar diluciones a partir de una solución stock y determinar el factor de dilución empleado.
- 3.- Generar diluciones seriales, comprender la importancia de dichas diluciones.

Materiales y Reactivos

MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
1 Probeta 50 y 2 de 100 mL 2 vasos de precipitado 50 y 100 mL 7 Tubos de ensaye Charolas para pesar, espátula	Balanza de precisión Barra magnética Placa magnética	Agua destilada NaCl Sacarosa (azúcar de mesa) Etanol

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón



Procedimiento

a) Preparación de soluciones %v/v y %p/v

1. Se requiere preparar 100 mL de una solución de etanol al 70% v/v. ¿Qué volumen de etanol se necesita? _____ y ¿Qué volumen de disolvente?: _____
2. Se requiere preparar 50 mL de una solución de sacarosa al 20% p/v. ¿Cuántos gramos de sacarosa se necesitan? _____ y ¿Cuánto volumen de disolvente?: _____

Prepara las soluciones antes descritas.

b) Preparación de una solución en Molaridad

Realiza los cálculos para preparar 50 mL de una solución 0.3 M de NaCl.

Con los resultados obtenidos prepara la solución.

c) Preparación de diluciones

Realiza los cálculos para diluir una solución de NaCl 0.3 M para obtener:

1.1 mL de una solución 0.175 M de NaCl.

3 mL de una solución 0.03 M de NaCl.

5 mL de una solución 0.045 M de NaCl.

d) Diluciones seriadas

A partir de la solución 0.3 M prepare 4 diluciones seriadas con un factor de dilución 1:5.

Realice los cálculos para saber en qué concentración quedaría cada una de las diluciones seriadas empleando este factor de dilución de 5 (1:5) en un volumen final 5 mL.

Referencias bibliográficas

- 1.- Chang R. Química. 10ª Edición. Mc Graw Hill
- 2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2ª Edición. Prentice Hall
- 3.- Silberberg MS. Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª Edición. Mc Graw Hill



Reporte Práctica No. 5. Preparación de soluciones

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (2.0)

- 1.- Represente con un dibujo el procedimiento que realizó para preparar las soluciones del inciso **a)**
- 2.- Represente con un dibujo el procedimiento que siguió para realizar cada dilución del inciso **c)**, indique cual pipeta o micropipeta uso para cada medición.

CUESTIONARIO Y CALCULOS (5.0)

- 1.- Describa detalladamente los cálculos que realizó para preparar la solución del inciso **b)**
- 2.- Describa los cálculos que realizó para cada una de las diluciones del inciso **c)**. Calcule el factor de dilución empleado en cada caso.
- 3.- Defina los siguientes conceptos relacionados con cantidades químicas e indique según sea el caso su fórmula y sus unidades de medida: masa atómica, masa atómica promedio, mol, número de Avogadro, masa molar, masa molecular, masa fórmula, normalidad y molalidad.
- 4.- ¿Cuál es la molalidad de una solución que se prepara disolviendo 35.5 g de NaCl en 100 mL de agua?
- 5.- ¿Cuál es la normalidad de una solución que resulta de disolver 29.05 g de H₂SO₄ en 500 mL de solución?

CONCLUSIONES (1.0)

REFERENCIAS



Práctica No. 6 Reacciones de precipitación: obtención del hidróxido cobre

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad VI. Cantidades, reacciones químicas y estequiometría. Temas del 6.4 Reacciones químicas y 6.6. Estequiometría.**

Introducción

La reacción de precipitación, es una reacción que ocurre en disolución acuosa y se caracteriza por la formación de un producto **insoluble o precipitado**, es decir, un sólido insoluble que se separa de la disolución. En una reacción de precipitación participan por lo general compuestos iónicos, estas reacciones son un ejemplo de una reacción de **Metátesis o doble desplazamiento**, que implica el intercambio de partes entre dos compuestos.

¿Cómo podemos predecir la formación de un precipitado? Esto depende de la solubilidad del soluto, es decir, *la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente* a una temperatura específica. En la siguiente tabla se clasifican a los compuestos iónicos como solubles e insolubles:

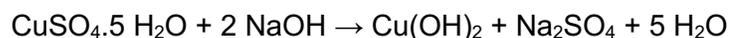
COMPUESTOS SOLUBLES	EXCEPCIONES
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Fr^+) y el ión amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-)	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
COMPUESTOS INSOLUBLES	EXCEPCIONES
carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y sulfuros (S^{2-}).	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ión amonio.
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ión Ba^{2+}



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

En esta práctica se tiene por objetivo obtener el hidróxido de cobre mediante una reacción de precipitación. El hidróxido de cobre es un sólido gelatinoso de color azul pálido. Es un compuesto insoluble que se obtiene por precipitación de sales solubles ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) con hidróxidos alcalinos (NaOH). El hidróxido de cobre no es termodinámicamente estable, mientras que el óxido de cobre (II) es estable y se obtiene a pH muy básico. Con el fin de impedir la formación de este último y estabilizar el $\text{Cu}(\text{OH})_2$, la síntesis implica una etapa intermedia de formación del $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

La reacción global de síntesis del hidróxido de cobre (II)



Objetivo

Que el alumno comprenda el concepto de solubilidad y se familiarice con las reacciones de precipitación.

Materiales y Reactivos

MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
Charola para pesar Espátula 4 vasos de precipitado de 25 mL Pipeta serológica 10 mL 1 Vaso de precipitado 50 mL Pipeta pasteur y bulbo de latex. Puntas para micropipeta de 1000 μL . Guantes.	Balanza de precisión Termómetro Micropipeta de 1000 μL . Placa de calentamiento	Agua destilada Sacarosa Sulfato de cobre ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) Solución de amoníaco (NH_3) al 10% (CUIDADO!) Hidróxido de sodio (NaOH)

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento



a) Solubilidad de la sacarosa en agua

La solubilidad de una sustancia (ej. sacarosa) es la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente. Es decir, aunque se trabaje con sustancias que son solubles en un disolvente dado, la capacidad de disolución llega a un límite.

Prepare 4 soluciones de sacarosa pesando 0.5, 5, 10 y 25 g del azúcar y disuélvalos en 10 mL de agua. Tome nota de sus observaciones.

b) Síntesis del hidróxido de cobre (II).

- Pese 0.25 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y disuélvalos en 5 mL de H_2O .
- Caliente la disolución a 70°C en la placa de calentamiento.
- Utilizando la pipeta Pasteur se adiciona cuidadosamente una disolución de amoníaco (NH_4OH , como hidróxido de amonio) al 10%, observe la formación de un precipitado verde de sal básica: $\text{Cu}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$. Este paso realiza en la campana de extracción de gases y bajo la supervisión del instructor.
- Siga adicionando cuidadosamente más disolución de NH_3 al 10% hasta que se deja de observar dicho precipitado, originando un color azul intenso debido al complejo $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Investigue ¿Cómo se llama este compuesto?
- A continuación se añade una disolución con la cantidad teórica de NaOH (0.165g o 2 hojuelas en 2 mL de agua) para formar el $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Adicione por goteo hasta observar la formación de un precipitado azul pálido de forma coloidal (gelatinoso).
- Una vez formado el precipitado, pese el papel filtro (_____g) y filtre, lavando el precipitado varias veces con agua caliente.
- Déjelo secar a temperatura ambiente o en placa de calentamiento a una temperatura inferior a la de su descomposición (235°C).
- ¿Cuántos gramos de precipitado obtuvo? _____g

Referencias bibliográficas

- 1.- Chang R. Química. 10ª Edición. Mc Graw Hill
- 2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2ª Edición. Prentice Hall
- 3.- Silberberg MS. Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª Edición. Mc Graw Hill



Reporte Práctica No.6. Reacciones de precipitación: obtención del hidróxido cobre

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (1.5)

- Represente con un dibujo cada etapa del procedimiento que realizó para preparar el hidróxido de cobre. Describa sus observaciones.
- Represente con un dibujo los ensayos de solubilidad de la sacarosa en agua. Describa sus observaciones.

RESULTADOS (1.5)

- Investigue la solubilidad (g/mL) de la sacarosa en agua a 293 K. En base al dato de solubilidad investigado para la sacarosa indique si coinciden los resultados obtenidos en su ensayo de solubilidad.
- Calcule el rendimiento teórico y experimental del hidróxido de cobre para la reacción realizada en el laboratorio.

CUESTIONARIO (4.0)

- Nombre a los siguientes compuestos y clasifíquelos como solubles o insoluble en agua:
 - CuS _____
 - Ca(OH)₂ _____
 - Ca₃(PO₄)₂ _____
 - Mn(OH)₂ _____
 - AgClO₃ _____
 - ZnSO₄ _____
 - NH₄ClO₄ _____
- ¿Qué es un coloide?
- ¿Qué es un compuesto de coordinación? Escriba el nombre y fórmula de dos compuestos de coordinación del cobre.



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

4.- ¿Qué impurezas puede contener el $\text{Cu}(\text{OH})_2$ obtenido? ¿Cómo se pueden eliminar?

5.- ¿Qué usos tiene el hidróxido de cobre?

CONCLUSIONES (1.0)

REFERENCIAS



Práctica 7. Reacción de reloj

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad V. Nomenclatura. Unidad VI. Cantidades, reacciones químicas y estequiometría. Tema 6.4. Reacciones químicas.**

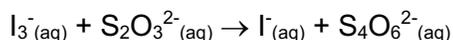
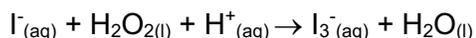
Introducción

La reacción de reloj de yodo es una reacción de **óxido-reducción** (Redox) en la cual hay dos reacciones químicas con **diferente cinética**: una lenta y una rápida. Originalmente fue descrita por Hans Hinrich Landolt en 1886 y es un ejemplo clásico sobre la cinética química en acción. También se le conoce como reacción de Landolt.

Esta reacción consiste en mezclar dos soluciones incoloras para primero hacer una reacción que no es visible. Después de un periodo corto, la solución se torna azul por la formación de un complejo molecular.

En la reacción lenta el yodo es un producto y en la segunda reacción (rápida) éste se convierte en reactivo. El reactante de la segunda reacción se utiliza primero, formando así yodo. A bajas concentraciones de yodo, éste forma un complejo con el almidón el cual tiene un color azul intenso. Se le llama reacción de reloj de yodo por que los productos de una reacción son los reactantes de la otra reacción.

En la primera reacción* se produce yodo:



Objetivo

Que el alumno comprenda las reacciones de óxido-reducción, equilibrio químico y cinética de reacción.



Materiales y Reactivos

MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
2 probetas de 10 y 3 de 100 mL 2 vasos de precipitado de 20 mL y uno de 100 mL. 2 matraces Erlenmeyer de 250 mL Espátulas	Un plato magnético Un plato caliente Balanza Un cronómetro	Agua destilada 2.0 M H ₂ SO ₄ 3% H ₂ O ₂ Na ₂ S ₂ O ₃ •5H ₂ O KI 1% Almidón

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

a) Preparación de soluciones A

1. Preparar 10 mL de una solución 2.0 M de H₂SO₄. Agregar el ácido concentrado a el volumen de agua deseado.
2. Preparar 10 mL de una solución de H₂O₂ al 3%.
3. Agregar 80 mL de agua destilada a una probeta de 100 mL, primero poco a poco agregar la solución diluida de H₂SO₄ y después la solución diluida de H₂O₂.
4. Agregar una barra de agitación a un matraz erlenmayer de 250 mL.
5. Agregar la solución de H₂SO₄ y H₂O₂ al matraz y agitar hasta que se vuelva homogénea.

b) Preparación de la solución de almidón.

1. Pesar 0.5 gramos de almidón.
2. Diluir el almidón en 5 mL de agua fría en un vaso de precipitado de 50 mL con una barra agitadora.
3. Agregar 45 mL de agua caliente.
4. Mezclar hasta que se disuelva el almidón.

c) Preparación de soluciones B

1. Pesar 0.04 gramos de Na₂S₂O₃•5H₂O
2. Disolver el Na₂S₂O₃•5H₂O en un vaso de precipitado con 20 mL de agua.



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

3. Pesar 0.9 gramos de KI en 5 mL de Agua.
4. Disolver el KI en un vaso de precipitado con 5 mL de agua.
5. Agregar las soluciones de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, KI y almidón a una probeta de 100 mL.
6. Agregar 71 mL de agua.
7. Agregar la solución a un matraz erlenmeyer de 250 mL con barra de agitación y agitar hasta que se vuelva homogénea.

d) Reacción de reloj.

Mientras la solución A está en agitación constante agregar la solución B y medir el tiempo en el que la solución pase de incolora a azul. Esperar a que esta reacción cambie de color y medir el tiempo que tarde para pasar de azul a incolora. Repetir estas mediciones durante la duración de la práctica de laboratorio. Hacer una gráfica de el tiempo del cambio de color como función del número de ciclos de cambios observados.

Referencias bibliográficas

- 1.- Chang R. Química. 10ª Edición. Mc Graw Hill
- 2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2ª Edición. Prentice Hall
- 3.- Silberberg MS. Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª Edición. Mc Graw Hill
- 4.- André P. Oliveria y Roberto B. Faria (2005) The chlorate-iodine clock reaction. J. Am. Chem. Soc. 127 (51): 18022-18023



Reporte Práctica No. 7. Reacción Reloj

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (2.0)

- 1.- Represente con un dibujo el procedimiento que realizó para preparar las soluciones del inciso **a)**
- 2.- Represente con un dibujo de las reacciones observadas.

CUESTIONARIO Y CÁLCULOS (5.0)

- 1.- Escribe el nombre y estructura de Lewis (con excepción del almidón) de todos los reactivos utilizados en esta práctica.
- 2.- Describa detalladamente los cálculos que realizó para preparar la solución del inciso **b)**
- 3.- Describa los cálculos que realizó para cada una de las diluciones del inciso **c)**. Calcule la concentración final de cada sustancia en la solución A y B, así como en la mezcla de estas.
- 4.- Identifica cada tipo de reacción que se encuentra en la introducción y balancéelas.
- 5.- ¿Qué reacción es más rápida la 1 o la 2? Justifica tu respuesta.

CONCLUSIONES (1.0)

REFERENCIAS



Práctica No 8. Medición de pH

Datos básicos de la práctica

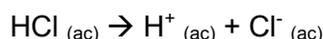
Diseñada para reforzar los temas vistos en *la Unidad VIII. Ácidos y bases. Temas del 8.1 al 8.7.*

Introducción

Los ácidos y bases son sustancias ampliamente empleadas en la industria de alimentos, medicamentos, y en laboratorios de investigación (química, bioquímica y de biología molecular). Se encuentran en una infinidad de productos como el vinagre (ácido acético), en los cítricos como la lima y el limón (ácido cítrico), en las manzanas, uvas y vinos (ácido málico), en productos antiácidos (bicarbonato de sodio), detergentes (amoníaco), entre muchos otros. Los ácidos son sustancias que se caracterizan por disolver a muchos metales, tienen un sabor agrio, cambian el color del papel indicador a rojo-rosa, y tienen la capacidad de neutralizar a las bases. Las bases tienen un sabor amargo, cambian el color del papel indicador a azul, y tienen la habilidad de neutralizar a los ácidos.

De acuerdo a la definición propuesta por **Svante Arrhenius** un ácido es una sustancia que produce iones hidrógeno (H^+) en solución acuosa, mientras que una base es una sustancia que produce iones hidroxilo (OH^-) en solución acuosa.

El ácido clorhídrico en solución acuosa:



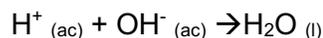
El ácido clorhídrico es un compuesto covalente que no contiene iones, sin embargo; en agua se ioniza completamente para formar a los iones $H^+_{(ac)}$ y $Cl^-_{(ac)}$. Los iones hidrógeno son altamente reactivos, y se combinan con la molécula de agua para formar al ión hidronio H_3O^+ . Desde el punto de vista químico los iones H^+ e H_3O^+ son equivalentes en el sentido que indican que un ión H^+ ha sido solvatado o disuelto en agua.

El hidróxido de sodio es en solución acuosa:



El hidróxido de sodio es un compuesto iónico, y sus iones se disocian en agua.

Considerando la definición de Arrhenius, un ácido y una base se combinan para formar agua en una reacción de neutralización:

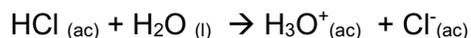




Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

Por otro lado, **Bronsted y Lowry** definen a un ácido como una sustancia que dona protones (H^+) y a una base como una sustancia que acepta protones.

De acuerdo a esta definición tenemos:

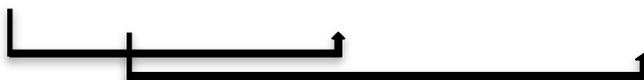
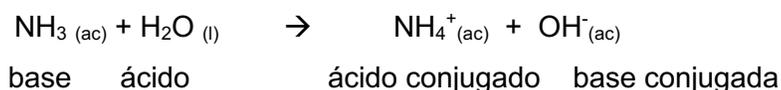


ácido base



base ácido

De esta manera, se establece un par ácido-base conjugado:



El **pH** es la concentración de iones hidrógeno en una disolución. Se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno, $[H^+]$:

$$pH = \log_{10} 1/[H^+] = -\log [H^+]$$

donde $[H^+]$ es la concentración de iones hidrógeno en moles por litro. Ejemplo.- en una solución neutra, $pH = -\log [1 \times 10^{-7} M] = 7$. La escala de pH, es una escala logarítmica, no aritmética.

$[H^+] M$	pH	$[OH^-] M$
1	0	10^{-14}
0.1	1	10^{-13}
0.01	2	10^{-12}
0.001	3	10^{-11}
0.0001	4	10^{-10}
0.00001	5	10^{-9}
0.000001	6	10^{-8}
0.0000001	7	10^{-7}
10^{-8}	8	0.000001
10^{-9}	9	0.00001
10^{-10}	10	0.0001
10^{-11}	11	0.001
10^{-12}	12	0.01
10^{-13}	13	0.1
10^{-14}	14	1



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

Cuando existe una diferencia de 1 unidad de pH, ejemplo 3 a 2, esto indica que hay 10 veces más concentración de iones H^+ .

Un **indicador de pH** es una sustancia química que cambia de color al cambiar el pH de la solución. Algunos vegetales como la fresa, cereza, ciruela, col lombarda o las cebollas rojas entre otros, poseen sustancias denominadas antocianinas que son muy sensibles a los valores del pH. La col lombarda posee cianina que nos podrá servir como indicador.

El indicador obtenido tomará colores diversos en función del pH del medio desde el rojo para los más ácidos hasta azul, verde y amarillo en medios muy básicos.

Asimismo, existen otros indicadores comerciales como el papel pH. Este papel está impregnado de disolución indicadora universal y vira a cada valor entero de pH desde el 1 hasta el 14. Los valores obtenidos son más precisos y dan una idea bastante aproximada del valor real. El papel pH se emplea en aquellas ocasiones en las que la cantidad de muestra que disponemos es mínima, el líquido es turbio o no queremos contaminarla con el indicador líquido. Por ello con la ayuda de una varilla extraemos una gota de muestra con la que mojamos el papel indicador. Una vez se ha producido el viraje comprobamos en la escala de colores el valor aproximado del pH.

Los buffers o tampon, consisten en un par **ácido-base conjugado** que actúan como dador y aceptor de protones respectivamente. Los buffers tienden a resistir los cambios en su pH cuando se añade un ácido o una base. Su capacidad amortiguadora depende de cada par ácido-base conjugado, por ejemplo, los buffers de fosfatos ($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$) mantienen el pH intracelular entre 6.9 y 7.0.

Objetivo:

Determinar el pH de algunas sustancias y el color de viraje de algunos indicadores naturales de pH.



Materiales y Reactivos

MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
27 tubos de ensaye	Tiras reactivas y tubo de referencia	Muestras varias Extracto de bugambilia Extracto de col morada Extracto de té verde HCl 0.1 N NaOH 0.1 N Bicarbonato de sodio 0.1M Peptobismol 1:5 Melox 1:5 Agua destilada Etanol al 50% Isopropanol

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

a) Medición de pH con tiras reactivas

Colocar 3 ml de muestra en tubos de ensayo previamente rotulados.

Sumergir la tira reactiva proporcionada por 10 s en la muestra. Retirar la tira y quitar el exceso de líquido. Comparar el color de la tira con la gama de colores mostrado en el tubo de referencia.

Registrar el valor obtenido en la siguiente tabla.

Muestra	pH obtenido	Clasifique como ácido, base o neutro
Leche		
Coca-cola		
Vinagre		
Solución de Jabón "Neutro"		
Solución de Jabón		
Café		
Jugo de naranja natural		
HCl 0.01 N		
Agua destilada		
Agua de la llave		
NaOH 0.01 N		



b) Obtención del color de viraje de indicadores naturales de pH

Extracto de flor de bugambilia

Preparación del extracto indicador. Se muelen en mortero los pétalos de las flores adicionando etanol al 50% hasta obtener una pasta. Finalmente se adiciona el etanol hasta obtener una solución colorida. La solución es filtrada y almacenada a 4°C.

Extracto de col morada o col lombarda

Preparación del extracto indicador. Se hierve 500 mL de agua destilada en un vaso con el propósito de eliminar el oxígeno disuelto. A continuación se añaden unos 200 g de col lombarda finamente cortada en tiras. Se hierve durante unos 5-10 min. Se deja reposar el cazo hasta que la infusión esté fría. Filtramos utilizando un simple colador o un filtro de papel. Para estabilizarlo adicionamos un 10% del volumen de isopropanol y se almacena a 4°C.

Extracto de té verde

Preparación del extracto indicador. En agua caliente se colocan sobres de té verde hasta obtener la infusión. Se deja enfriar y se almacena a 4°C.

Procedimiento: Coloque 0.5 mL de los 3 indicadores naturales proporcionados en 3 tubos de ensaye y registre el color inicial. Adicione por goteo aproximadamente 3 ml de una solución ácida, básica o neutra, como neutra utilice el agua. Registre el cambio de color del indicador natural en la tabla siguiente.

Color de viraje de Indicadores Naturales de pH				
	Color Inicial	HCl 0.1 N	Agua	NaOH 0.1 N
Flor de Bugambilia				
Col morada				
Té verde				



Laboratorio de Química, Facultad de Ciencias- UASLP

c) Capacidad antiácida

Medir 5 ml de cada sustancia de la siguiente Tabla y medir su pH inicial con tiras reactivas. Agregar 1 ml de ácido clorhídrico 0.1 N o hidróxido de sodio 0.1 N. Medir el pH resultante y anotar los resultados.

Sustancia	pH inicial	pH final	
		HCl 0.1 N	NaOH 0.1 N
Bicarbonato de sodio 0.1 M			
Peptobismol 1:5			
Melox 1:5			
Agua destilada			

Referencias bibliográficas

- 1.- Principles of Biochemistry. Lehninger A., Nelson DL., Cox MM, Fifth Ed. W. H. Freeman, 2008.
- 2.- Nivaldo J. Tro. Chemistry: A Molecular Approach. 2ª Edición. Prentice Hall
- 3.- Silberberg MS. Química, la naturaleza molecular del cambio y la materia. 2ª Edición. Mc Graw Hill



Reporte Práctica No. 8. Medición de pH

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (1.0)

- 1.- Represente con un dibujo cada etapa del procedimiento que realizó para preparar los indicadores naturales de bugambilia, té verde y col morada.
- 2.- Dibuje los virajes de color observados en los indicadores naturales preparados al agregarles un ácido ó una base.

CUESTIONARIO (3.0)

- 1.- Investigue ¿Qué sustancias biológicas funcionan como soluciones amortiguadoras en nuestro organismo?
- 2.- Mencione algunos procesos celulares en los cuales un gradiente y flujo de iones hidrógeno es fundamental.
- 3.- Si el pH de una solución es HCl es de 7.5 ¿Cuál es su pOH?

RESULTADOS (2.0)

- 1.- Incluya una tabla con los resultados obtenidos para los procedimientos a) y c)
- 2.- ¿Cuáles de las sustancias analizadas en la práctica tienen mejor capacidad antiácida? ¿En qué se basó para determinar esto?

CONCLUSIONES (2.0)

- ¿Qué concluye de la capacidad antiácida de las sustancias analizadas?
¿Qué concluye de los indicadores naturales obtenidos en ésta práctica?

REFERENCIAS



Práctica No. 9 Identificación de grupos funcionales en compuestos orgánicos

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la Unidad VII. Introducción a la química orgánica.

Temas: del 7.1 al 7.14.

Introducción

Las clases de compuestos orgánicos, además de contener carbono e hidrógeno, se distinguen de acuerdo con los **grupos funcionales** que contienen; es decir, una combinación específica de átomos enlazados que reaccionan de manera característica. Es por ello que las propiedades físicas y químicas de las moléculas orgánicas dependen generalmente de los grupos funcionales que contengan. En casi todos los casos, la reacción de un compuesto orgánico tiene lugar en el grupo funcional. Los grupos funcionales más importantes en moléculas orgánicas se muestran en la siguiente tabla:

Tabla 1. Grupos funcionales orgánicos de acuerdo a su prioridad y reactividad

Grupo funcional	Estructura	Ejemplo
Ácido carboxílico	R-COOH	CH ₃ -COOH (ácido acético)
Anhídrido	R-CO-O-CO-R'	CH ₃ CO-O-COCH ₃ (anhídrido acético)
Esteres	R-CO-O-R'	CH ₃ CO-O-CH ₃ (acetato de metilo)
Halogenuro de acilo	R-CO-X	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COCl (cloruro de butanoilo)
Amida	R-CO-N-R'	HCO-NH ₂ (formamida)
Nitrilo	R-CN	CH ₃ CH ₂ CN (propanonitrilo)
Aldehído	R-CHO	CH ₃ CH ₂ CHO (propanal)
Cetona	R-CO-R'	CH ₃ COCH ₃ (propanona)
Alcohol	R-OH	CH ₃ OH (metanol)
Mercaptano	R-SH	CH ₃ SH (metanotiol ó metil-mercaptano)
Amina	R-NH ₂	CH ₃ NH ₂ (metilamina)
Éter	R-O-R'	CH ₃ OCH ₃ (éter metílico)
Sulfuro	R-S-R'	CH ₃ SCH ₃ (sulfuro de dimetilo)
Alqueno	C=C	CH ₃ CH=CH ₂ (1-propeno)
Alquino	C≡C	CH ₃ C≡CH (1-propino)
Halogenuro de alquilo	R-X	CH ₃ Br (bromuro de metilo)
Nitro	R-NO ₂	C ₆ H ₅ NO ₂ (nitrobenceno)
Alcano	C-C	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ (n-hexano)



Objetivo

Identificar los grupos funcionales presentes en compuestos orgánicos de origen natural o sintético.

Materiales y Reactivos

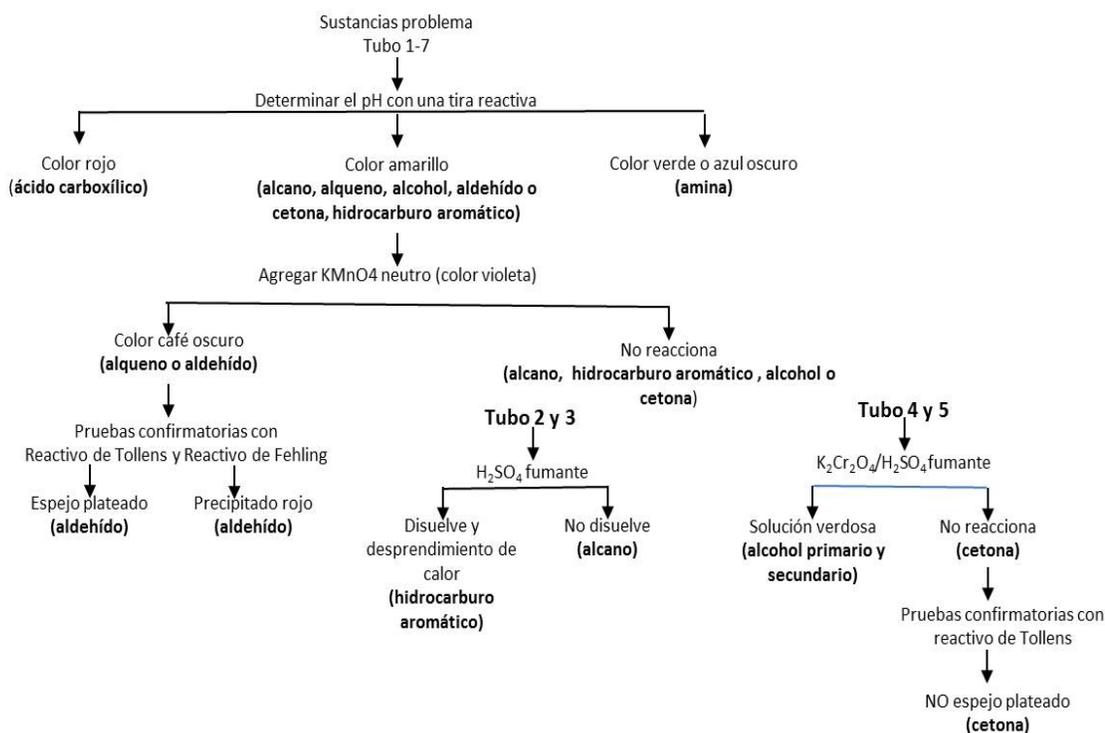
MATERIAL	INSTRUMENTACIÓN	REACTIVOS
Pipeta serológica 5 mL Vaso de precipitado 50 mL Pipeta pasteur y bulbo de latex 19 tubos de ensayo Tiras reactivas para medir pH	Baño de agua a 60°C	Agua destilada Reactivo de Tollens: A y B Amoniaco Reactivo de Fehling: A y B Ácido sulfúrico concentrado (fumante) Permanganato de potasio Solución de $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$

Uso obligatorio

- Guantes
- Bata blanca de algodón

Fundamento y Procedimientos

La identificación y clasificación de una molécula desconocida dentro de una familia orgánica se puede llevar a cabo mediante el uso de reactivos colorimétricos que actúan como indicadores de pH, agentes oxidantes, entre otros. La identificación de los compuestos orgánicos se basa en las propiedades de sus grupos funcionales, en el siguiente esquema (Esquema 1) se representa una ruta para llevar a cabo dicha identificación.



Esquema 1. Identificación de grupos funcionales.

A continuación se describe el fundamento y procedimiento a realizar de cada etapa de identificación según el esquema 1. En el laboratorio se les proporcionarán 7 tubos de ensayo los cuales contienen cada una de los compuestos orgánicos a identificar.

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS Y AMINAS. Los *ácidos carboxílicos*, una vez disueltos en agua generan un exceso de iones hidronio (H_3O^+) y las *aminas* un exceso de iones hidroxilo (OH^-). Estos iones pueden detectarse al determinar el pH de la disolución mediante el uso de un papel indicador como una tira reactiva, de una solución indicadora sencilla, de un indicador universal o mediante un pH-metro.

Metodología: Sumerja por 1 minuto la tira reactiva a todos los tubos (1-7) y determine el pH. pH ácido: color rojo (**ác. carboxílicos**), pH cercano al neutro: color amarillo (alcano, alqueno, alcohol, aldehído, cetona, hidrocarburo aromático), pH básico: color azul (**aminas**).

ALDEHÍDOS Y ALQUENOS. Para clasificar moléculas neutras se utiliza el permanganato de potasio (KMnO_4), el cual actúa como un agente oxidante. Grupos que se oxidan fácilmente, como



lo **aldehídos** y los **alquenos**, son detectados por cambios de color en la solución de KMnO_4 , la cual inicialmente es de color violeta oscuro, cuando ocurre una oxidación este se torna de color café oscuro a amarillo claro o incolora y se observa la precipitación del dióxido de manganeso, MnO_2 . Si no hay cambio de color, es decir no hay oxidación podría tratarse de un *alcohol*, una *cetona* o un *alcano*, por lo que deben identificarse de otra forma.

Metodología: Coloque 10 gotas de la sustancia en un tubo de ensaye de los compuestos que resultaron neutros al pH, agregue 10 gotas de agua destilada y 5 gotas de la solución 0.02M de KMnO_4 . Agite suavemente por aprox. 1 min. Si después de este tiempo se observa la formación de un precipitado color café (MnO_2) se trata de un **aldehído** o **alqueno**.

PRUEBAS CONFIRMATORIAS PARA ALDEHÍDOS.

A) Reactivo de Tollens. Este reactivo es una disolución amoniacal de AgOH que se prepara al momento. Para distinguir entre un alqueno y un aldehído, se emplea el reactivo de Tollens, el cual contiene nitrato de plata. Los aldehídos son capaces de reducir a la plata, generando una película plateada o espejo. Las cetonas no dan esta reacción, excepto las hidroxicetonas y las dicetonas 1-2 que son reductoras.

Metodología: Mezclar en tubo de ensayo 0.5 mL de la sustancia A y la sustancia B, añadir gota a gota una solución de amoniaco hasta disolver el óxido de plata. Añadir gota a gota del compuesto problema. Si es un aldehído la plata se depositará en forma de espejo en las paredes del tubo ya frío después de calentar en un baño de agua.

B) Reactivo de Fehling. Se prepara al momento mezclando la solución A con la B en partes iguales 0.5 mL cada uno. Se forma un complejo con ion cúprico que será reducido por los aldehídos. Si la reacción es positiva se formará un precipitado rojo.

Metodología: Mezclar en un tubo la solución 0.5 mL de la solución A y B. Añadir sobre la mezcla gota a gota (aprox. 1 mL) del compuesto problema, calentar 2 min en baño de agua. La aparición de un precipitado rojo indica que el ensayo es positivo.

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS. Los hidrocarburos aromáticos quienes contienen un anillo benceno se disuelven completamente con ácido sulfúrico desprendiendo calor, pero sin carbonizarse la muestra. Los alcanos dan negativo a esta prueba.



Metodología: En dos tubos de ensaye coloque 0.5 mL de ácido sulfúrico fumante. Agregue 3 gotas del **Tubo 2** a un tubo con ácido y 3 gotas del **Tubo 3** al otro tubo con ácido. Agite vigorosamente y observe **cual se disuelve más desprendiendo calor**.

ALCOHOLES PRIMARIOS Y SECUNDARIOS. Los alcoholes primarios y secundarios reaccionan rápidamente con ácido crómico para dar una suspensión verdosa debido a la formación de Cr^{+3} , mientras que los alcoholes terciarios no la dan. La presencia de otras funciones fácilmente oxidables como aldehídos y fenoles puede interferir, dando también positivo. Las cetonas dan negativo a esta prueba.

Metodología: Coloque 1 mL de reactivo de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$ en dos tubos, añada unas gotas del compuesto problema (**del tubo 4 y del tubo 5**) y agite la mezcla. Observe la aparición de una coloración verdosa.

Referencias

1.- Wade LG. Organic chemistry. 7th Ed. Pearson Education



Reporte Práctica 9. Identificación de grupos funcionales

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (2.0)

1.- Dibuje los cambios observados en cada uno de los tubos de ensayo (indique los cambios observados **con colores**), para cada una de las etapas de identificación realizadas siguiendo el esquema 1.

CUESTIONARIO (4.0)

1.- Investigue la fórmula de los siguientes compuestos: ácido tricloroacético, benceno, hexano, acetona, butanol, formaldehído, Tris.

2.- Escriba la reacción que ocurre entre un alqueno y el permanganato de potasio.

3.- ¿Cómo nos puede ayudar la espectrofotometría de absorción Ultravioleta-Visible a la identificación de grupos funcionales? De un ejemplo.

RESULTADOS Y CONCLUSIONES (2.0)

1.- Complete la siguiente Tabla, indicando las pruebas que dieron positivas en cada caso e indicando el tipo de compuesto organico presente.

Tubo	Pruebas positivas	¿Qué compuesto orgánico resultó ser?
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		



Concluya, en base a sus observaciones y a la lista de compuestos proporcionada en la pregunta 1 del cuestionario si los grupos funcionales coincidieron con lo esperado.

REFERENCIAS



Práctica No. 10 Extracción de aceite de almendra por método de extracción discontinua

Datos básicos de la práctica

Diseñada para reforzar los temas vistos en la **Unidad VII. Introducción a la química orgánica.**

Introducción

La extracción es la técnica para separar un producto orgánico de una mezcla o de una fuente natural, también puede definirse como la separación de un componente de una mezcla por medio de un disolvente. Este método permite separar el producto que se desea y dejar en la mezcla los productos secundarios o bien extraer los productos secundarios y dejar el principal. Para lo cual hay que tener en cuenta la regla de solubilidad que dice “lo semejante disuelve a lo semejante”, es decir que los solutos polares solo pueden disolverse en solventes polares y los no polares en solventes no polares.

Los métodos de extracción pueden ser de dos tipos: extracción discontinua y continua.

Extracción discontinua; también denominada extracción líquido – líquido, consiste en la transferencia de una sustancia de una fase a otra, llevándose a cabo entre dos líquidos inmiscibles. Las dos fases líquidas de una extracción son la **fase acuosa** y la **fase orgánica**.

En este caso el componente se encuentra disuelto en un disolvente A (generalmente agua) y para extraerlo se utiliza un disolvente B (un solvente orgánico como éter etílico, benceno, etc.) los que son inmiscibles entre sí. Los disolventes A y B se agitan en un embudo de separación y se deja reposar hasta que se separen las dos fases o capas, permitiendo que el compuesto presente se distribuya en las capas de acuerdo con sus solubilidades relativas.



Extracción continua; también denominada extracción sólido – líquido, consiste en la separación de uno o más componentes de una mezcla sólida mediante un disolvente líquido. Tiene lugar en dos etapas, existe un contacto del disolvente con el sólido que cede el componente soluble (solute) al disolvente. Este proceso puede llevarse a cabo a temperatura ambiente (percolación) o en caliente, en este caso a fin de evitar la pérdida de disolvente, suele realizarse una ebullición a reflujo.

La semilla de almendra proviene de la familia de las rosáceas y del género *Prunus* (*Prunus amygdalus*). Es relativamente crujiente, oleosa y poco aromática pero su olor y sabor incrementan con el tostado. Es una de las fuentes vegetales más ricas en calcio, de ahí que se emplee como sustituta de leche de vaca cuando ésta no se tolera. La almendra posee un 52% de grasas de las cuales 2/3 partes corresponden al ácido oleico y entre otros el ácido linolénico. Existen 2 variedades de almendras, las dulces y las amargas. A diferencia de las almendras dulces, las almendras amargas contienen una sustancia denominada amigdalina que al actuar nuestra saliva y una enzima llamada emulsina la fragmenta dando lugar a glucosa, benzaldehído (responsable del sabor amargo) y ácido cianhídrico (HCN) responsable del envenenamiento, siendo una dosis letal 20 almendras para adultos. El aceite de almendras dulces es uno de los más neutros, por ser rico en vitaminas y ácidos grasos, tiene un efecto reparador e hidratante, por ello su empleo en cremas corporales.

Existen dos funciones básicas de un aceite esencial. Por un lado, un aceite esencial protege a una planta de plagas, enfermedades e incluso de la invasión de otras plantas. Por otra parte, dan un aroma a la flor que ejerce atracción sobre insectos y aves, favoreciendo el proceso de polinización. Estas cualidades de protección y atracción, se ven reflejadas en propiedades tales como: antiséptica, antiinflamatoria, antidepresiva, afrodisíaca y otras, presentes en mayor o menor grado en la totalidad de los aceites. Son sustancias hiperconcentradas, en extremo volátiles. Además, son sensibles a la acción de los rayos ultravioletas, y a las condiciones extremas de temperatura. Son livianos, insolubles en agua y levemente solubles en vinagre. Se disuelven bien en alcohol y se mezclan en forma excelente con ceras, grasas y aceites vegetales.



Objetivo

El alumno aprenderá a extraer un aceite esencial, en este caso de la almendra, empleando la extracción con solventes como el hexano mediante el método de arrastre de vapor. Para ello se partirá de una cierta cantidad de almendra de manera que pueda medir el rendimiento de la extracción y emplear el aceite extraído para la elaboración de una crema corporal.

Materiales y Reactivos

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
Mortero y pistilo Guantes de nitrilo Cubrebocas Perlas de ebullición Mangueras de latex Espatula Frasco 100 mL con taparosca Papel filtro	Aparato soxlet: matraz balón, tubo de extracción y condensador Placa de calentamiento	Almendras dulces crudas Hexano Agua destilada

Uso obligatorio

- Bata blanca de algodón

Procedimiento

a) Extracción del aceite de almendras

Pese aproximadamente 15 g de almendras (Peso exacto: _____ g) y colóquelas en un vaso de precipitado de 250 mL conteniendo 100 mL de agua caliente y deje remojar durante 5 minutos, después de este tiempo pele y muela finamente (una por una) las almendras con un mortero.

1. Introduzca las almendras molidas en frasco con taparosca de 100 mL
2. Añada 50 mL de hexano e inicie la agitación manual de forma vigorosa, manteniendo estas condiciones por 15 minutos, suspenda la agitación.
3. Filtre el extracto hexánico a un matraz balón con ayuda de papel filtro y un embudo para evitar que los residuos sólidos de las almendras se pasen al matraz.



4. Exprima el filtro con los residuos sólidos para recuperar la máxima cantidad posible de extracto.

b) Recuperación del aceite de almendras

1. Introduzca 15 perlas de ebullición en el matraz balón conteniendo el extracto
2. Arme el aparato de extracción discontinua con ayuda del instructor (ver Figura) y aplicar calor con ayuda de una placa de calentamiento y un baño maría hasta llegar a la temperatura del reflujo del disolvente, en este caso el hexano, cuyo punto de ebullición se encuentra en 69°C. No agregar más de 50 mL de hexano a la vez.
3. Mantener en estas condiciones hasta recuperar el disolvente (aprox. 50 mL) en tubo de extracción.
4. Después de este tiempo suspenda la agitación y el calentamiento.
5. Pese el aceite de almendras que queda como residuo en el matraz balón haciendo uso de un vaso de precipitado de 50 mL previamente pesado (_____ g).
6. Calcule el rendimiento y guarde su muestra para emplearla posteriormente en la elaboración de una crema adicionándosela a una base para crema que le será proporcionada.

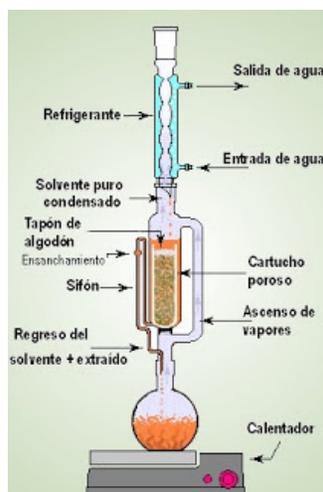


Fig. 1. Aparato de extracción discontinua Soxhlet

Referencias Bibliográficas

- 1.- Giral y Rojahn. "Productos Químicos y Farmacéuticos" México (1966)
- 2.- Xorge A. Dominguez " Métodos empleados en Fitoquímica". Editorial Limusa, México
- 3.- Wade LG. Organic chemistry. 7th Ed. Pearson Education.



Práctica No. 10 Extracción de aceite de almendra por método de extracción discontinua

El valor o puntuación de cada apartado del reporte se indica entre paréntesis

INTRODUCCIÓN (1.0)

OBSERVACIONES (1.0)

Describe sus observaciones respecto al proceso de extracción del aceite de almendras

CUESTIONARIO (3.0)

- 1.-¿Qué indicaciones de seguridad se deben de tener en cuenta al manejar un solvente como el hexano?
- 2.- Mencione un ejemplo de un aceite esencial, su función e investigue un método empleado para su extracción.
- 3.- ¿Qué efectos puede tener la temperatura de extracción sobre el rendimiento y sobre la calidad del aceite?

RESULTADOS (2.0)

- 1.- ¿Qué rendimiento en g de aceite de almendras obtuvo? Anote sus cálculos.

CONCLUSIONES (2.0)

Conclusiones generales de la práctica

REFERENCIAS