

ÍNDICE

Índice

Presentación

PRÁCTICA		PÁGINA
1	<u>Simulacro de evacuación</u>	4
2	<u>Normas de seguridad e higiene en el laboratorio</u>	7
3	<u>Uso y manejo del material de laboratorio</u>	11
4	<u>Estudio de la materia: elemento, compuesto, mezcla</u>	14
5	<u>Tabla periódica</u>	17
6	<u>Enlaces químicos</u>	19
7	<u>Nomenclatura inorgánica</u>	24
8	<u>Determinación del número de Avogadro por medio de reacciones de oxidación - reducción</u>	26
9	<u>Peso molecular de un líquido volátil (cloroformo)</u>	32
10	<u>Estequiometría de una reacción</u>	35
11	<u>Preparación y estandarización de una solución de hidróxido de sodio</u>	38
12	<u>Parámetros cinéticos de una reacción: Orden, constante de velocidad y efecto de la temperatura</u>	42

13	<u>Principio de Le Chatelier: Efecto de cambios en la temperatura y la concentración</u>	47
14	<u>Constante de ionización de un ácido débil</u>	50
15	<u>Electrólisis del agua</u>	57

PRESENTACIÓN

El presente manual es una aportación del personal adscrito a la Academia de Química Básica del departamento de Química e Ingeniería Química, el cual tiene la finalidad de motivar, orientar y encausar al estudiante en la comprensión y la aplicación de los métodos químicos, estimulando así su interés por la Investigación.

El manual de Laboratorio de Química Básica tiene como objetivo servir de instrumento práctico al proceso de aprendizaje, y es conveniente indicar que para el logro de este objetivo es necesario que el alumno este consciente que se necesita de su interés y cooperación a la hora de realizar las prácticas.

Para el uso y manejo de este documento, recomendamos lo siguiente:

Que se considere como un trabajo que puede ser mejorado en procesos de revisiones posteriores; con las observaciones y sugerencias de alumnos y maestros. Debe ser importante que se vea como un apoyo práctico de la materia en cuestión.

El orden del manual sigue una secuencia similar a la del Curso de Química Básica.

En las primeras prácticas se explican las principales Normas de Seguridad e Higiene con el fin de sensibilizar y concientizar al alumno para que desarrolle apropiadamente las prácticas, además algunas de las técnicas de Laboratorio para

que el alumno conozca el material con el cual trabajará durante el desarrollo del manual.

En las prácticas siguientes, el propósito es que el alumno adquiera experiencia personal en las reacciones y procedimientos propios de la Química, por medio de principios que pueden ser fácilmente verificables, dando paso también a su creatividad y trabajo en equipo, para que visualice de manera espontánea los alcances de la Química.

PRÁCTICA No. 1 “SIMULACRO DE EVACUACIÓN”

OBJETIVO

Que el alumno utilice adecuadamente la ruta de evacuación con la que cuenta el laboratorio, en caso de un accidente, ampliando así más sus conocimientos en materia de seguridad e higiene industrial.

INTRODUCCIÓN

Esta práctica tiene la finalidad de que el alumno identifique riesgos, se capacite y tome decisiones preventivas en caso de un accidente ya que éstos pueden ocurrir inesperadamente y así poder cuidar su seguridad y salud, proporcionando un ambiente más seguro y con menos riesgos de sufrir un accidente.

Definiéndose accidente aquél hecho inesperado no previsto ni deseado que interfiera en el desarrollo normal del trabajo. El daño ocasionado afecta la integridad del individuo. Como en el caso de este laboratorio que pueden suceder incendios, explosiones, desprendimiento de gases tóxicos, etc.

Por lo tanto en esta práctica abordaremos las posibles rutas de evacuación acondicionándolas a éstos laboratorios.

Durante el procedimiento de evacuación se deberá contemplar una lista de recomendaciones previas a la evacuación, durante y después de la evacuación, para obtener una mayor seguridad durante la realización de este proceso .

Recomendaciones previas a la evacuación:

Se deberán señalar las rutas de evacuación previamente trazadas y organizadas, en caso de bloqueo conocer otras, usar escaleras (no usar elevadores), no salir con paquetes y tener siempre a la mano el bolso, tener identificadas las áreas seguras y atender las indicaciones del auxiliar del laboratorio y maestros.

Recomendaciones durante la evacuación:

Utilizar un silbato que indique dejar inmediatamente la actividad que se está haciendo, conservar la calma, no correr, no gritar, no empujar, alejarse de las ventanas, no regresarse, en caso de quedarse atrapado quedarse bajo una mesa cubriéndose la cabeza.

Recomendaciones después de la evacuación:

Alejarse lo más pronto posible de la salida y una vez reunido todo el personal del laboratorio el responsable (maestro) deberá revisar con la lista que nadie falte.

RUTAS DE EVACUACIÓN

Laboratorio LV 516

Aula con 2 salidas:

- Siempre la evacuación se hará en un solo sentido.



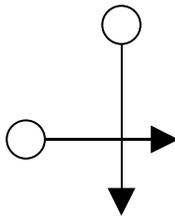
- Con dos o más rutas se dirigirán hacia dichas salidas en forma paralela y en el mismo sentido.



- No deben ser en sentido opuesto las rutas de evacuación.



- Las rutas de evacuación no deben interceptarse o cruzarse.



- Las rutas diseñadas para subir escaleras, nunca deben bajar y viceversa.

MATERIAL

La selección del material será asignado de acuerdo al simulacro de evacuación.

1 Silbato.

PROCEDIMIENTO DEL SIMULACRO DE EVACUACIÓN

1. Iniciar la salida ordenadamente desde un punto de reunión dentro del laboratorio.
2. Salir, uno tras otro a un paso rápido y tranquilos siguiendo la ruta trazada.
3. Salir por la puerta de emergencia y por la parte de afuera contraria al laboratorio donde esté ocurriendo el siniestro.
4. Al salir todos reunirlos y verificar en las listas que todos los que estaban dentro del laboratorio hayan salido.

EVALUACIÓN

1. Realiza un croquis del edificio de laboratorios, señalando las rutas de evacuación, haciendo énfasis en el laboratorio asignado para el curso.
2. ¿Cuáles son las recomendaciones previas a la evacuación?
3. ¿Que se recomienda hacer durante la evacuación?
4. ¿Qué se debe hacer después de la evacuación?
5. Según tu opinión: ¿ porqué es importante realizar un simulacro de evacuación?

BIBLIOGRAFÍA

Tema de Sustentación “Programa de Evacuación en los laboratorios del Instituto Tecnológico de Sonora”, Ingeniero Químico, Junio de 2003.

[**VOLVER A ÍNDICE**](#)

PRÁCTICA No. 2 "NORMAS DE SEGURIDAD E HIGIENE EN EL LABORATORIO"

OBJETIVO

Trabajar con cautela y normar el comportamiento en el Laboratorio por las exigencias de la Seguridad personal y del grupo.

INTRODUCCIÓN

El Laboratorio de Química es un lugar donde se desarrollan las prácticas elegidas por el docente para confirmar y reafirmar los conocimientos teóricos impartidos en el aula.

Por lo tanto el alumno deberá acatar el reglamento del Laboratorio y estar atento a las explicaciones que del instructor .

Cada una de las reacciones efectuadas debe dominarse no sólo en la parte práctica, sino en el conocimiento de sus productos finales, ya que con esto se pueden tomar decisiones para conservar la limpieza del aire, el agua y el suelo, tratando de utilizar hasta donde sea posible, procesos tecnológicos no contaminantes y en caso contrario dominar las técnicas adecuadas para el manejo de residuos tóxicos peligrosos.

PARA PREVENIR LOS ACCIDENTES O MINIMIZAR SITUACIONES PELIGROSAS ES PRECISO SEGUIR LAS REGLAS MÍNIMAS DE CONDUCTA EN EL LABORATORIO MISMAS QUE SE MENCIONAN A CONTINUACIÓN:

NORMAS Y REGLAS DE SEGURIDAD E HIGIENE EN EL LABORATORIO



Para reducir riesgos a la salud o a la integridad corporal, deben acatarse reglas de seguridad, por lo general sencillas, cuando se realiza trabajo práctico de laboratorio. A menudo se dice que los accidentes no ocurren por sí solos, **¡son provocados!**. Las causas son generalmente por ignorancia, por cansancio, por descuido, por uso de equipo y materiales defectuosos o deteriorados, más aún por voluntad propia de tomar riesgos o por realizar bromas sin evaluar las consecuencias de las mismas.

Para minimizar riesgos y prevenir accidentes es preciso conocer sus causas y estar alerta de reconocer situaciones de riesgo susceptibles de desencadenar accidentes que no solo pueden afectar al alumno, sino a todos los que trabajan en el laboratorio.

PRINCIPIOS GENERALES DE SEGURIDAD:

- El laboratorio es un área de trabajo. No se desempeñan otras actividades que no estén relacionadas con éste. Así mismo, no deben efectuarse experimentos no autorizados, a menos que estén autorizados por el profesor.
- Debe tenerse conocimiento de la ubicación de las llaves maestras de gas, electricidad y agua del laboratorio. También de los extinguidores y demás equipos de seguridad así como de su correcta utilización.
- Mantener siempre el área de trabajo limpia y ordenada, ubicar los frascos y recipientes alejados de los bordes de la mesa de trabajo. Evitar los movimientos bruscos durante el manejo de los materiales y equipos. Mantener los pasillos entre las mesas despejados y trasladarse de un punto a otro sin correr.
- Cualquier incidente o accidente, por menor que parezca debe informarse inmediatamente al profesor encargado del grupo. Es responsabilidad del profesor controlar la observancia de las reglas de seguridad.
- Antes de retirarse del laboratorio, debe dejarse el área de trabajo limpia y lavarse las manos con jabón y agua.

LAS CAUSAS MÁS COMUNES DE ACCIDENTES SON:

- Desconocimiento de las formas de manejar las sustancias químicas (reactivos), los materiales y el equipo con el que se trabaja.
- Imprudencia en el manejo de equipo, reactivos y materiales.
- Descuido o falta de precaución al efectuar las prácticas.

EQUIPO DE PROTECCION OBLIGATORIO

- Portar bata de algodón (blanca) de talla apropiada con mangas largas y abotonadas durante todo el tiempo que se trabaje en el laboratorio.
- Portar lentes de seguridad para proporcionar protección en los ojos.
- Zapato de piso normal o tenis

MATERIAL DE VIDRIO

- No debe recibirse material de trabajo defectuoso o deteriorado.
- El material de vidrio en general y sobre todo el sometido a frecuentes calentamientos como vasos de precipitado y matraces Erlenmeyer, pueden romperse con facilidad cuando se someten a presión.
- El material de vidrio rayado o que presente despostilladuras debe descartarse antes de que se quiebre.
- Los pedazos de vidrio roto, particularmente los de pequeño tamaño **nunca deben recogerse con la mano. Debe usarse cepillo o recogedor y una aspiradora.**

NORMAS GENERALES EN EL MANEJO DE REACTIVOS QUIMICOS

- Conocer las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de los reactivos químicos con los que se va a trabajar.
- Nunca deben tomarse alimentos ni tampoco se debe fumar en el laboratorio esto reduce el riesgo de ingestión o inhalación accidental de las sustancias químicas.
- No deben probarse sustancias químicas o disoluciones ni tampoco inhalar vapores sobre todo si no se tiene información sobre las sustancias.
- Es necesario limpiar inmediatamente cualquier sustancia tirada o líquido derramado. Los ácidos y bases derramados deben neutralizarse con bicarbonato de sodio antes de limpiar el área afectada. Para efectuar la limpieza deben usarse guantes de plástico.
- La transferencia de líquidos que emiten vapores tóxicos o corrosivos como el HCl y HNO₃ o NH₄OH deben efectuarse bajo la campana.
- Las reacciones químicas que desprenden vapores o que involucran disolventes volátiles, inflamables o tóxicas también deben realizarse bajo la campana.
- La transferencia de volúmenes precisos de soluciones debe efectuarse con pipetas volumétricas previstas de una perilla de succión o de una propipeta. **Nunca debe pipetarse por aspiración directa con la boca.**
- Las diluciones de ácidos concentrados siempre deben efectuarse añadiendo el ácido concentrado al agua y nunca a la inversa.
- Las soluciones que se preparan, siempre deben etiquetarse correctamente en el momento de su preparación.
- Antes de utilizar solventes inflamables (alcohol, éter, acetona, etc.) es preciso verificar que no se encuentren mecheros encendidos en la cercanía.
- En caso de que alguna sustancia química entre en contacto con la piel (manos, cara y sobre todo con los ojos), debe lavarse la zona afectada con abundante agua durante 15 minutos por lo menos.

RECOMENDACIONES ESPECÍFICAS PARA EL MANEJO DE ALGUNOS REACTIVOS QUÍMICOS

ÁCIDOS	PELIGROS Y CUIDADOS
Ácido fluorhídrico HF	Causa quemaduras de acción retardada en la piel, en contacto con las uñas causa fuertes dolores y solo si se atiende a

	tiempo se puede evitar la destrucción de tejidos.
Ác. Sulfúrico H_2SO_4 , ác. Fosfórico H_3PO_4 y ác. Clorhídrico HCl .	Las soluciones concentradas de estos ácidos lesionan rápidamente la piel y los tejidos internos. Sus quemaduras tardan en sanar y pueden dejar cicatrices. Los accidentes más frecuentes son salpicaduras y quemaduras al pipetearlos directamente con la boca.
Ác. perclórico $HClO_4$	En estado anhidro es un explosivo poderoso. Dicho estado se puede formar al poner en contacto el $HClO_4$ con agentes deshidratantes como el H_2SO_4 , P_2O_5 . En contacto con materiales orgánicos (madera, algodón, grasa, etc) puede hacerlos explotar por calentamiento o por impacto.
Ác. Nítrico HNO_3	Daña permanentemente los ojos en unos cuantos segundos y es sumamente corrosivo en contacto con la piel, produciendo quemaduras dolorosas; mancha las manos de amarillo por su acción sobre las proteínas.
HIDRÓXIDOS	PELIGROS Y CUIDADOS
$NaOH$, KOH , NH_4OH	Los hidróxidos de Sodio y Potasio sólidos y las soluciones concentradas de NH_4OH pueden lesionar la piel y las mucosas.
PERÓXIDOS	PELIGROS Y CUIDADOS
Na_2O_2 , BaO_2 , H_2O_2	Los peróxidos de Sodio y Bario pueden causar incendio o explosión al humedecerse en contacto con papel y materiales orgánicos. El peróxido de Hidrógeno se descompone con violencia en agua y oxígeno. En contacto con la piel puede causar ampollas. El peróxido de Hidrógeno o agua oxigenada que se emplea como antiséptico es una solución muy diluida que no es peligrosa si se manipula en forma adecuada.
CLORATOS Y PERCLORATOS	PELIGROS Y CUIDADOS
	Cuando se ponen en contacto o se mezclan con material combustible pueden ocasionar incendio. Debe evitarse su contacto con azufre, sulfuros, metales pulverizados, sales de amonio y compuestos orgánicos.
SOLVENTES ORGÁNICOS	PELIGROS Y CUIDADOS
Éter	El éter es oxidado por el O_2 atmosférico. Si sus gases se concentran en el laboratorio forman peróxidos y éstos son explosivos.
Éter etílico	Es de los más peligrosos por su bajo punto de ebullición y baja temperatura de ignición. Se deberá trabajar siempre con pequeñas cantidades.
Alcoholes, Acetona, Benceno, Tolueno	Todos los solventes orgánicos presentan un riesgo potencial de INCENDIO O EXPLOSIÓN. Los vapores de estos solventes

forman mezclas explosivas con el aire. El incendio provocado por solventes no se debe apagar con agua ya que se expandiría; se debe utilizar una manta, arena o extinguidor.
--

PROCEDIMIENTO

1. Discuta y analice en equipos las reglas y normas de seguridad e higiene en el laboratorio asignadas por el profesor; por ejemplo:
 - a) Principios generales de seguridad
 - b) Causas más comunes de accidentes, equipo de protección y manejo de material de vidrio.
 - c) Normas generales en el manejo de reactivos químicos
 - d) Recomendaciones específicas en el manejo de algunos reactivos químicos.
2. Realice una exposición por equipos acerca de las reglas y normas de seguridad e higiene en el laboratorio, que les asigne el profesor.
3. Llegue a conclusiones generales en base a lo expuesto por cada uno de los equipos.

EVALUACIÓN

1. ¿Mencione cuales son las reglas de Seguridad dentro de un laboratorio?
2. ¿Cómo recomendarías que estas reglas fueran reconocidas y recordadas por las personas que realizan trabajos incluyéndote a ti?
3. ¿En caso de no contar en el laboratorio con alguna de las instalaciones de seguridad mencionadas ¿Qué precauciones adicionales debes tener en cuenta?
4. ¿Cuál es tu opinión acerca del uso de ropa adecuada y protección a los ojos dentro del laboratorio?

BIBLIOGRAFÍA

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 3 "USO Y MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO"

OBJETIVO

El alumno identificará el material más frecuentemente utilizado en el laboratorio de Química y anotará su uso.

INTRODUCCIÓN

Es muy importante que el alumno se familiarice con cada una de las sustancias químicas, el equipo y el material más utilizado en el laboratorio, dominándolos puede llegar a seleccionarlos y manejarlos adecuadamente, con lo cual desarrollará la habilidad necesaria para realizar todas las prácticas.

Además de conocer los nombres y los usos del equipo de laboratorio, debe aprender a utilizar las técnicas de cuidados y limpieza para conservarlos en buen estado.

El uso y manejo de sustancias químicas en forma inadecuada presenta gran riesgo no solo para él, sino para todos los que se encuentren en el área de experimentación.

MATERIAL DE LABORATORIO

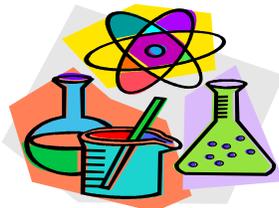
Los materiales de laboratorio que se requieren para la realización de esta práctica se contemplan en la tabla que abajo se indica.

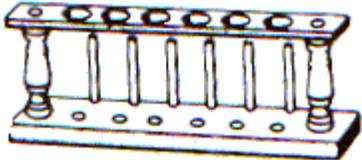
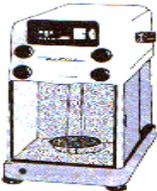
REACTIVOS PARA TODO EL GRUPO

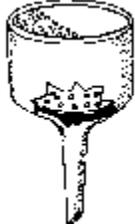
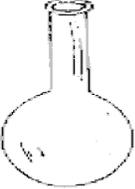
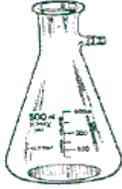
- 250 ml de solución de Permanganato de potasio 1M
- 250 ml de solución de Cloruro de sodio 1 M

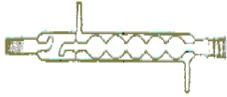
INVESTIGACIÓN PREVIA

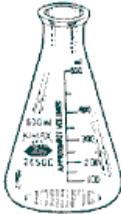
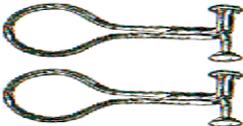
Investigar los diferentes materiales de laboratorio e indicar el uso y manejo de cada uno de ellos en la tabla que a continuación se indica.



 <p>NOMBRE _____ USO _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>		 <p>NOMBRE:: _____</p>

	<p>NOMBRE: _____ USO : _____ _____</p>	
 <p>NOMBRE : _____ USO : _____ _____</p>	 <p>NOMBRE : _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO : _____ _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO : _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>

 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____</p>

 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>
 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>	 <p>NOMBRE: _____ USO: _____ _____</p>

PROCEDIMIENTO

1. Con el auxilio del maestro, identifica los diferentes materiales del laboratorio e indicar el nombre y los usos de cada uno de ellos.
2. Realizar mediciones de volúmenes de líquidos utilizando diferentes materiales de laboratorio.
2. Efectuar el lavado correcto del material utilizado en la práctica

EVALUACIÓN

1. Identificar el material representado en las cartas asignadas por el instructor en cada mesa de trabajo
2. Escribe las conclusiones a las que has llegado con respecto al uso, manejo y cuidados del material de laboratorio.

BIBLIOGRAFÍA

Rodríguez M. Norma, Gómez D. José, Vázquez S. José. 1999. Prácticas de Química I, Colección DGETI, SEP, Quinta reimpresión, México D. F.

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA NO. 4
“Estudio de la materia: Elemento, Compuesto y Mezcla”

OBJETIVO

Diferenciar un compuesto de una mezcla y de un elemento; determinar la densidad y el punto de fusión como una propiedad específica.

INTRODUCCIÓN

Se denomina en forma general a toda materia como sustancia química y se clasifica en:

ELEMENTOS: Son las sustancias que por ningún método químico pueden descomponerse en sustancias más simples, están formadas por átomos con el mismo número atómico.

COMPUESTOS: Son las sustancias formadas de la combinación química de dos o más elementos, unidos de tal forma que cada uno de ellos pierde sus propiedades originales, para adquirir nuevas propiedades físicas y químicas, y sólo se les puede separar empleando métodos químicos.

MEZCLAS: Son las sustancias formadas de la unión física de dos o más elementos o compuestos, unidos de tal forma que cada uno de ellos conserva sus propiedades originales. La composición de la mezcla es variable, porque se pueden formar con diferente

concentración aunque se usen los mismos componentes, y se pueden separar sus constituyentes utilizando métodos físicos o mecánicos.

MATERIAL

1 balanza granataría	1 mortero con pistilo
1 pipeta graduada de 10 ml.	1 agitador
1 mechero Bunsen	1 soporte universal
1 anillo de hierro	3 vidrios de reloj
1 pinza para tubo de ensaye	6 tubos de ensaye de 13x100 ml
1 gradilla para tubo de ensaye	1 probeta de 50 ml
1 cápsula de porcelana	1 termómetro de 150 °C
1 canica mediana	1 tapón de hule para tubo de ensaye
1 tapón de corcho para tubo de ensaye	1 imán
1 chispa	1 espátula
1 tela de asbesto	

REACTIVOS

1.3 gr. de azufre en polvo	1.3 gr. de limadura de hierro
2.0 ml. de ácido clorhídrico	10 ml de bisulfuro de carbono
60 ml de agua destilada	3 gr de parafina

PROCEDIMIENTO

I. ELEMENTO:

1. Colocar 0.3 gr de azufre en polvo en un tubo de ensaye y anotar características.
2. Sujetar el tubo con azufre utilizando pinzas para tubo de ensaye y calentar suavemente hasta que se funda, registrar las observaciones.
3. Depositar una pequeña cantidad de limadura de hierro en un vidrio de reloj y aproximar un imán al hierro, anotar el comportamiento.
4. Colocar 0.3 gr de limadura de hierro en un tubo de ensaye y agregar 1 ml de ácido clorhídrico, anotar las observaciones.

II. MEZCLA:

1. Colocar 1 gr de azufre en polvo y 1 gr de limadura de hierro en un mortero y mezclar hasta que tome un color uniforme.
2. Colocar 0.5 gr de la mezcla azufre-limadura en un tubo de ensaye, y llenar hasta la mitad, el tubo con agua; agitar y anotar observaciones.
3. Depositar 0.5 gr de la mezcla azufre-limadura en un vidrio de reloj y aproximar un imán; anotar observaciones.
4. Colocar 0.5 gr de mezcla azufre-limadura en un tubo de ensaye y llenar hasta la mitad el tubo con bisulfuro de carbono, agitar y decantar el líquido en un vidrio de reloj y dejar evaporar hasta que seque; anotar los resultados obtenidos.

III. COMPUESTO:

1. En un tubo de ensaye, colocar la mezcla azufre-limadura y sujetar con unas pinzas para tubo de ensaye; calentar suavemente y registrar las características de la sustancia y el color de los humos que se desprenden.
2. Continuar el calentamiento hasta que la mezcla inicie su incandescencia; esperar hasta que no haya desprendimiento de humo.
3. Tomar la sustancia que se ha formado (sólo la masa compacta) y transferir esta nueva sustancia al mortero; triturar hasta pulverizar
4. Dividir esta sustancia en tres muestras y realizar con la primera muestra el experimento II 2; con la segunda muestra el experimento II 3, y con la tercera muestra el experimento II 4; anotar y comparar los resultados anteriores.

IV. DENSIDAD:

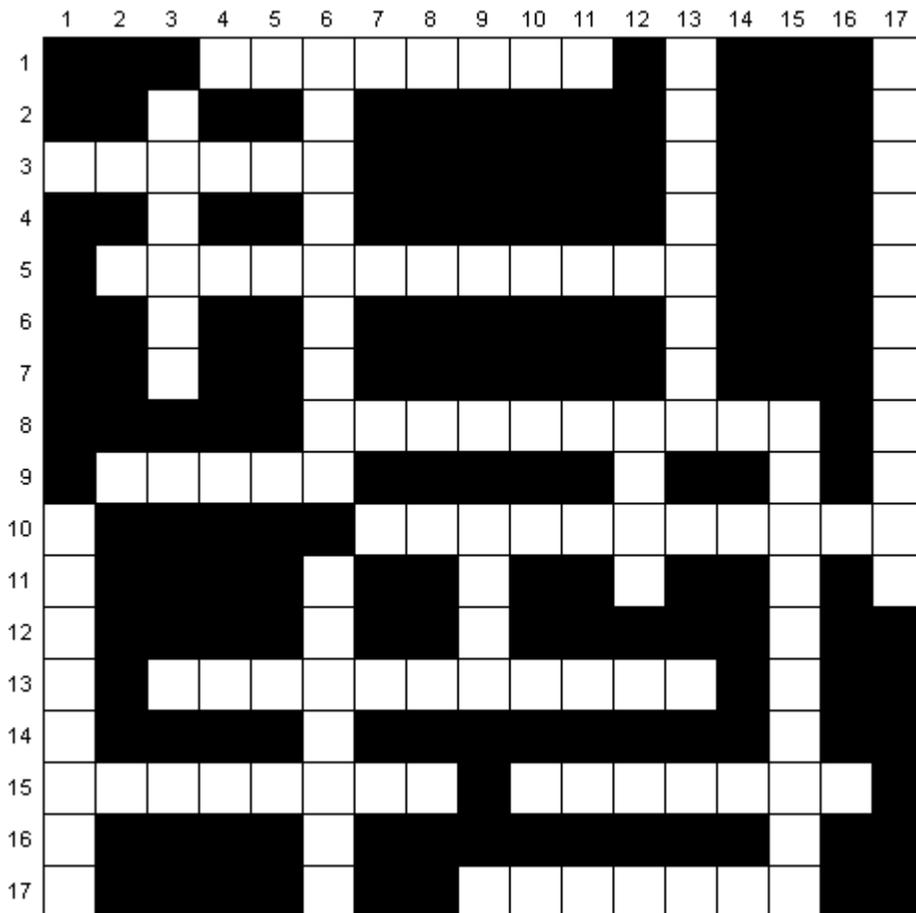
1. Tomar la canica mediana, observarla y pesarla con exactitud, anotando su peso.
2. Verter en una probeta graduada un volumen de 25 ml de agua destilada
3. Introducir la canica en la probeta.
4. Observar la elevación del agua y registrar el dato.
5. Pesar el tapón de hule para tubo de ensaye y después el tapón de corcho para tubo de ensaye., repetir los pasos 2, 3 y 4.
6. Calcular la densidad de todos los objetos aplicando la fórmula adecuada.

$$D = m / v$$

V. PUNTO DE FUSIÓN:

1. Coloca 3 gr de parafina en la cápsula de porcelana y calienta suavemente.
2. Observa cuidadosamente el sólido, en el momento que se funde.
3. Introduce el termómetro al centro de la cápsula.
4. Registra la temperatura, que será el punto de fusión de la parafina.

EVALUACIÓN INDIVIDUAL MATERIA



HORIZONTALES

- 1.4.- Propiedad de un cuerpo poco denso. Relativo a ligero
- 3.1.- A la temperatura a la que un cuerpo pasa de estado sólido a líquido la llamamos punto de...
- 5.2.- Es un proceso natural por el que un líquido se transforma en gas.
- 8.6.- Es cambiar de estado líquido a gaseoso (termina en se).
- 9.2.- Son sustancias muy ligeras que no tienen forma propia y se pueden comprimir (pierden volumen al aumentar la presión).
- 10.7.- Mide el calor de un cuerpo.
- 13.3.- Proceso mediante el cual un sólido pasa directamente a gas sin pasar por el estado líquido.
- 15.1.- Masa sobre volumen.
- 15.10.- Todo lo que tiene masa y volumen.
- 17.9.- Espacio ocupado por la masa.

VERTICALES

- 1.10.- Sustancias carentes de forma propia y que no se pueden comprimir.
- 3.2.- Puede ser sólido, líquido y gaseoso.
- 6.1.- La masa y el volumen son propiedades de todos los cuerpos y por tanto se llaman propiedades...
- 6.11.- Estado de la materia en el que se tiene forma propia (plural).
- 9.10.- Se mide pesándola y es una de las propiedades generales de la materia.

12.8.- Mezcla de gases que forma la atmósfera.

13.1.- Podemos un gas (que aumente de volumen) disminuyendo la presión o calentado.

15.8.- Es la temperatura a la que un líquido comienza a hervir, o punto de...

17.1.- Son propiedades características de unos materiales y que pueden no tener otros.

©Miguel García Casas

BIBLIOGRAFÍA

Rodríguez N.G., Gómez JJ, Vázquez JC (1999) Practicas de Química I. Colecciones DGETI. Quinta reimpresión SEP. México, D.F.

[**VOLVER A ÍNDICE**](#)

PRÁCTICA No. 5 "TABLA PERIÓDICA"

OBJETIVO

El alumno determinará algunas de las características físicas como: estado físico, color y densidad de algunos elementos con el fin de identificarlos.

INTRODUCCIÓN

Con el descubrimiento de los primeros elementos se desarrolló la idea de que los átomos de los elementos podrían tener ciertas propiedades análogas a las de otros; nació con ello la idea de clasificar los elementos conocidos con base en alguna propiedad semejante, en ellos se realizaron diversos intentos para clasificarlos .

Actualmente la clasificación de los elementos se basa en la configuración electrónica externa y se ha dado el nombre de tabla cuántica de los elementos.

MATERIAL

10 vidrios de reloj	1 espátula
1 probeta de 50 ml	3 vasos de precipitado de 250 ml
2 Probetas de 25 ml	1 piseta
1 embudo de vidrio de tallo corto	
Tabla periódica (alumno)	

REACTIVOS

2 gr de Calcio	2 gr de Aluminio
2 gr de Antimonio	2 gr de Zinc
2 gr de Yodo	2 gr de Cobre
2 gr de fierro	2 gr de magnesio
2 gr de carbón (activado)	2 gr de azufre
100 ml de agua destilada	

PROCEDIMIENTO

1. Deposita 2 gr de cada uno de los elementos proporcionados cada uno de los vidrios de reloj
2. Observa el estado físico que presentan cada uno de ellos, anota las observaciones.
3. Observa la coloración de cada uno de ellos, anótalo.
4. Usa el procedimiento para la determinación de la densidad utilizado en la práctica anterior y determínalo para cada elemento.
5. Registra en la tabla los valores obtenidos.

TABLA DE RESULTADOS

No	ELEMENTOS	P R O P I E D A D E S		
		Estado físico	Color	Densidad
1	ALUMINIO			
2	ANTIMONIO			
3	AZUFRE			

4	CALCIO			
5	CARBON			
6	COBRE			
7	FIERRO			
8	MAGNESIO			
9	YODO			
10	ZINC			

EVALUACIÓN INDIVIDUAL

Elemento (Símbolo)	Configuración electrónica	Período	Familia	Metal	No metal	Maleables
Al						
Sb						
S						
Ca						
C						
Cu						
Fe						
Mg						
I						
Zn						

BIBLIOGRAFÍA

Arvizu Ortiz MC, Romo T. M, Corral S. M., Rodelo G. G. (1999). Manual de prácticas de Laboratorio de Química I, SEP. Hermosillo, Sonora.

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 6
“NOMENCLATURA INORGÁNICA”

OBJETIVO

El alumno repasará las bases para dar nombre y fórmula química a óxidos, hidróxidos, ácidos y sales. Además experimentará reacciones que den como producto este tipo de compuestos.

INTRODUCCIÓN

Los científicos han identificado mas de 10 millones de compuestos químicas, y la lista continua creciendo. Cada compuesto tiene un nombre y una estructura especifica. Con un número tan grande de sustancias químicas, es fundamental que se utilice un método explícito y sistemático para darles nombre.

Dentro de los compuestos inorgánicos se tienen: Los ácidos que son compuestos que se caracterizan por tener un pH menor de 7 y presencia del ión H^+ en su estructura. Las bases o hidróxidos son compuestos que se caracterizan por tener pH mayor de 7, y la presencia del radical OH^- . Las sales se clasifican dependiendo del pH que estas presentan en solución y los tipos son: ácidas, básicas y neutras. Al combinarse un metal con oxígeno se forma un óxido metálico; y al unirse un no metal con oxígeno tenemos un óxido no metálico o anhídrido.

MATERIAL

1 Espátula	1 Mechero
1 Vidrio de reloj	1 Hoja de papel filtro
1 Vaso de precipitado de 100 ml	1 Matraz Erlenmeyer de 250 ml
8 Tubos de ensaye 16 x 150	1 Cápsula de porcelana
1 Gradilla	1 Soporte universal
1 Pipeta de 10 ml	1 Tela de asbesto
1 Perilla	1 Chispa
1 Pinza para tubo de ensaye	1 Probeta
1 Pinza para crisol	1 Lentes de seguridad
1 <i>Pinzas de disección</i>	

REACTIVOS

1 gr de sodio metálico	5 Gotas de solución de cloruro férrico al 2%
6 gotas de fenofaleína	5 Gotas de solución de cloruro de níquel al 2%
1 Tira de magnesio	5 Gotas de solución de sulfato de cobre al 2%
5 cm de alambre de cobre	5 ml de Hidróxido de sodio 0.1 N
5 ml de ácido clorhídrico 0.1 N	5 gotas de solución de sulfato de aluminio al 2%
1 gr de bisulfato de potasio	1 gr de sulfato de amonio
1 gr de carbonato de amonio	1 gr de cloruro de sodio
Papel indicador	

PROCEDIMIENTO

1. *Poner en un vidrio de reloj un papel filtro y sobre éste colocar un trocito de sodio metálico, sin tocarlo. Con sumo cuidado secar el sodio con el papel filtro y cortarlo finamente con la espátula sobre el vidrio de reloj. Dejar el sodio 5 minutos en la presencia del aire. Observar la superficie donde se efectuaron los cortes. Resuelve el inciso a) de la pregunta 1 de la evaluación individual.*
2. *Agregar con cautela con la espátula el sodio, ahora oxidado, a un vaso de precipitado que contenga 20 ml de agua; observar lo que ocurre. Cuando termine la reacción, agregar 2 ml de esta solución a 4 tubos de ensaye y guardarlos para el experimento # 6. A la solución restante introducirle un papel indicador y anotar su pH; agregar también 2 gotas de fenolftaleína y observar lo que ocurre. Resuelve el inciso b) de la pregunta 1 de la evaluación individual.*
3. *Tomar un tira de magnesio con las pinzas para crisol y llevarlo a la zona oxidante del mechero. NOTA: No observar directamente a la flama que se produce y no tener movimientos bruscos durante la quema de la tira de magnesio. Resuelve el inciso a) de la pregunta 2 de la evaluación individual.*
4. *Cuando la reacción termine, llevar el producto blanco obtenido a un tubo de ensaye que contenga 3 ml de agua y calentar suavemente. Introducir un papel indicador y anotar el valor de pH de esta solución. Agregar al tubo 2 gotas de fenolftaleína. Observa y anota lo que ocurre. Resuelve el inciso b) de la pregunta 2 de la evaluación individual..*
5. *Tomar con las pinzas una tira de alambre de cobre y llevarlo a la zona de oxidación de la flama del mechero, hasta que la reacción termine. Observa y anota lo que ocurre. Resuelve la pregunta 3 de la evaluación individual*
6. *Enumerar los tubos de ensaye del 1 al 4 que se apartaron en el experimento 2, los cuales contienen hidróxido de sodio en solución y agregar a cada uno de ellos de 3 a 5 gotas respectivamente de las siguientes soluciones: sulfato de aluminio, cloruro de níquel, sulfato de cobre y cloruro férrico. Observa y anota lo que ocurre en la tabla 1. Resuelve la pregunta 4 de la evaluación individual.*
7. *En un matraz Erlenmeyer colocar 5 ml de solución de hidróxido de sodio 0.1 N, medir el pH de esta solución con una tira indicadora y anotar su valor. Agregar dos gotas de fenolftaleína y proceder a neutralizar agregando, poco a poco y gota a gota sin dejar de agitar el matraz, ácido clorhídrico 0.1N hasta que el indicador vire. Observar lo que ocurre. Introducir al matraz una tira indicadores de pH. Observar. Por ultimo, verter el contenido del matraz en una cápsula de porcelana y calentar sobre la malla de*

asbesto hasta que el agua en la cápsula se evapore totalmente. Observa el residuo y anota las observaciones. Resuelve la pregunta 5 de la evaluación individual.

8. Enumera 4 tubos de ensaye y coloca respectivamente 1 gr de las siguientes sustancias: bisulfato de potasio, sulfato de amonio, carbonato de amonio y cloruro de sodio. Agregar a cada uno de ellos 1 ml de agua destilada , agitar fuertemente hasta disolución e introducir una tira de papel indicador y anotar el pH de cada solución . Observar y anotar lo que ocurre en la tabla 2.

RESULTADOS

Experimento 1: Anota tus observaciones

Experimento 2: Anota tus observaciones

Experimento 3: Anota tus observaciones

Experimento 4: Anota tus observaciones

Experimento 5: Anota tus observaciones

Experimento 6. Tabla 1

TUBO	OBSERVACIONES
1	
2	
3	
4	

Experimento 7: Anota tus observaciones

Experimento 8. Tabla 2

TUBO	PH	OBSERVACIONES
1		
2		
3		
4		

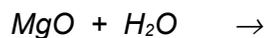
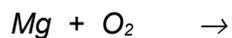
EVALUACIÓN INDIVIDUAL

1. Investigar las reacciones efectuadas y dar los productos



- Explicar por qué el sodio está sumergido en gasolina o aceite mineral.
- Da el nombre a los productos obtenidos en las dos reacciones
- ¿Qué ocurrió con la fenolftaleína?

2.- Investigar las reacciones efectuadas y dar los productos



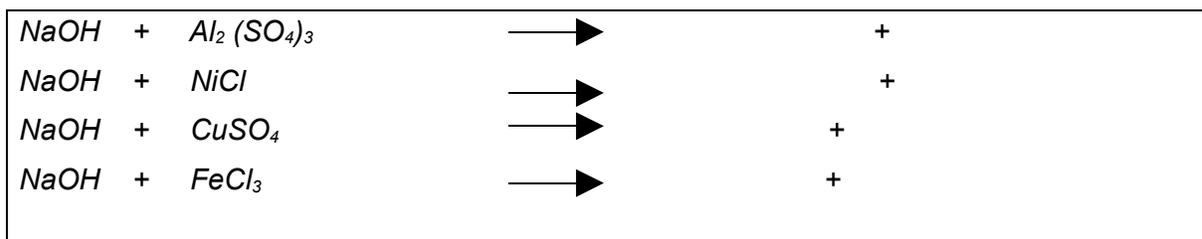
- ¿Cuál es el nombre de los reactivos y productos de las reacciones anteriores?
- ¿Qué ocurre químicamente a un metal cuando reacciona con oxígeno?
- ¿Cuál es la finalidad de utilizar fenolftaleína?

3. Investigar las reacciones efectuadas y dar los productos



a) Da el nombre del producto obtenido

4. Investigar y completar las reacciones que se efectuaron en el experimento 6 y da los nombres de cada uno de los reactivos y productos.



5.- Investigar las reacciones efectuadas y dar los productos



- Anotar el nombre de los productos de la reacción anterior
- ¿Qué carácter (ácido o básico) tienen los productos de la reacción anterior
- ¿Qué sustancia quedó en el residuo de la cápsula de porcelana después de la evaporación?

BIBLIOGRAFÍA

Burns R.A. (1996) *Fundamentos de Química. Segunda edición. Prentice Hall. México, DF*
 Ocampo G.A. (1991) *Prácticas de Química 1-2 Enseñanza Media Superior. Publicaciones Cultural, México, DF.*

[**VOLVER A ÍNDICE**](#)

PRÁCTICA No. 7 "ENLACES QUÍMICOS"

OBJETIVO

Demostrar las hipótesis planteadas sobre las propiedades que le confieren los enlaces químicos a las sustancias.

INTRODUCCIÓN

Las propiedades físicas y químicas de las sustancias están relacionadas con la fuerza del enlace, mediante el cual se unen sus átomos, de ahí la importancia que conozcas las características de tales enlaces.

Enlaces interatómicos son los que permiten que los átomos se unan entre sí y puedan formar compuestos. Estos enlaces pueden ser iónicos o covalentes, y presentan características diferentes que dependen de la electronegatividad que poseen los elementos que forman el compuesto.

MATERIAL

4 agitadores de vidrio	2 probetas de 100 ml.
4 matraces erlenmeyer de 250 ml	1 piseta
1 mechero de bunsen	1 espátula
1 cucharilla de combustión	

REACTIVOS

3gr de azúcar común	3 gr de sal común (NaCl)
11 ml de aceite	11 ml de alcohol etílico
400 ml de agua destilada	

PROCEDIMIENTO

I.- Prueba de Solubilidad

1. Demostrar la solubilidad de las sustancias y en base a esto deducir el tipo de enlaces que mantienen unidas a sus átomos (enlaces interatómicos) y de las soluciones que se forman (enlaces intermoleculares).
2. Numerar cuatro matraces erlenmeyer de 250 ml y colocar con la **probeta** 100 ml de agua destilada.
3. Agregar a cada vaso, cada una de las sustancias que se van a utilizar en esta práctica.
4. Agitar vigorosamente, observar y anotar los cambios ocurridos en cada matraz.

II.- Prueba a la Llama

1. En una cucharilla de combustión coloque 0.2 gr de azúcar y mantenga la cucharilla en contacto a la llama mediana en un mechero de bunsen. Anote sus observaciones.
2. Limpie bien la cucharilla y repita la operación con las demás sustancias (aceite, sal común y alcohol). Anote sus observaciones.

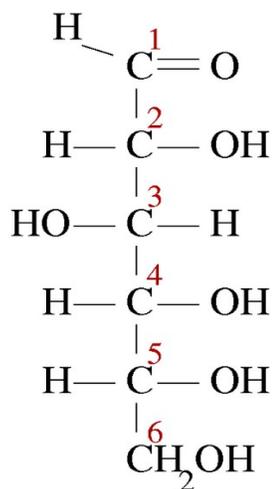
EVALUACIÓN INDIVIDUAL

- 1.- Clasifique los siguientes enlaces como iónicos o covalentes. En el caso de los covalentes, indica si son polares o no polares. Use tabla de electronegatividades de Pauling.

- 1.- KF _____
- 2.- MgO _____
- 3.- NO _____
- 4.- CaO _____
- 5.- NaBr _____

- 6.- Br₂ _____
- 7.- HCl _____
- 8.- P-Cl _____
- 9.- H-N _____
- 10.- Be-F _____

2.- La siguiente estructura es la Glucosa, un azúcar simple. Determine cual es la parte polar y cual es la no polar de esa molécula:



3.-Al mezclar aceite con agua, no se disuelve ¿Porqué ?

NOTA: Use las electronegatividades que se le proporcionan a continuación:

Na 0.9; K 0.8; Ca 1.0; Mg 1.2; C 2.5; H 2.1; N 3.0; O 3.5; F 4.0; Cl 3.0; Br 2.8; Be 1.5; Al 1.5

BIBLIOGRAFÍA

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 8

“DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE AVOGADRO POR MEDIO DE REACCIONES DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN”

OBJETIVO

El objetivo de este experimento es medir experimentalmente el número de Avogadro usando una técnica electroquímica

INTRODUCCIÓN

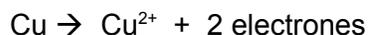
La masa atómica de un elemento expresada en gramos es igual a un mol de dicho elemento. Los Químicos usaron esta definición de mol mucho antes de que fueran capaces de medir la masa individual de un átomo o tuvieran idea de cómo contar átomos. La determinación del número de Avogadro, el cual es el número de partículas en una mol, requiere el desarrollo de un dispositivo de medición exacto y apropiado que no estuvo en existencia hasta principios del siglo XX. El mol es considerado como la unidad fundamental y ha sido adoptado por el Sistema Internacional de unidades como una unidad básica de cantidad. En este experimento haremos una cuidadosa medición del flujo de electrones, amperaje, y el tiempo para obtener el número de electrones que pasan a través de una celda electroquímica. El flujo de electrones, en amperes, es generalmente conocido como la corriente. El número de átomos en una muestra pesada previamente puede ser relacionado con el número de electrones utilizados y de ahí puede calcularse el valor del número de Avogadro.

El número de Avogadro puede ser determinado de muchas maneras diferentes. Este experimento usará un proceso electroquímico llamada electrólisis. El dispositivo experimental para este proceso se llama celda electrolítica.

Una celda electrolítica esta formada por:

1. Una fuente de corriente directa como una batería o una fuente de poder. (Usaremos una fuente de poder)
2. Alambres aislados que conduzcan la corriente eléctrica.
3. Dos electrodos. (En este experimento ambos electrodos son de cobre metálico. El electrodo conectado a la parte negativa(-) de la fuente e poder es el cátodo y el electrodo conectado a la parte positiva (+) de la fuente de poder es el ánodo).
4. Una solución de ácido sulfúrico. (El ácido sulfúrico es este experimento es el medio conductor en la celda y es llamado electrolito).

El proceso electrolítico es usado para determinar el número de electrones necesarios para convertir una mol de átomos de cobre a una mol de iones cobre, Cu^{2+} . Este número dividido entre dos representa el número de átomos convertidos de cobre metálico a iones e cobre:



Este proceso, el cual involucra la pérdida de electrones, es llamado oxidación. El número de átomos de cobre por mol de cobre es el número de Avogadro, al valor a ser determinado. El número de electrones consumidos en el proceso es **determinado** usando la carga de un electrón y la carga total medida. La carga de un electrón fue determinada en el famoso experimento **la** gota de aceite hecho por Millikan, y es igual a $1.60217733 \times 10^{-19}$ coulombs por electrón. El número de coulombs utilizados en este experimento pueden ser calculados de la relación: 1 ampere = 1 coulomb / segundo. Se utiliza un amperímetro en este experimento para medir el amperaje y un cronómetro para medir el tiempo en segundos. La

masa de cobre que reacciona puede ser determinada mediante la medición de la masa del ánodo antes y después de la electrólisis.

En la figura 1 de la celda electrolítica, ambos electrodos son de cobre y el electrolito es H_2SO_4 0.5 M. Durante la electrólisis, el electrodo de cobre (el ánodo) conectado al la parte positiva de la fuente de poder pierde masa al convertir sus átomos a iones cobre. Esta pérdida de masa es visible al ojo después y durante la electrólisis como pequeños agujeros en la superficie del electrodo de metal. Además, los iones cobre, Cu^{2+} , producidos inmediatamente pasan al agua en solución y colorea el agua de color azul. Al mismo tiempo en el otro electrodo, el cátodo, el gas hidrógeno H_2 , es liberado a la superficie a través de la reducción de los iones hidrógeno, H^+ , en la solución de ácido sulfúrico. La reacción es:



Además es posible coleccionar el gas hidrógeno producido y usarlo para calcular en número de Avogadro. Sin embargo, en este experimento utilizaremos la pérdida de masa del ánodo de cobre como base del cálculo del número de Avogadro.

Ejemplo:

Un estudiante de química realizó las siguientes mediciones en el laboratorio:

Masa perdida de ánodo: 0.3554 gramos (g)

Tiempo de la electrólisis: 1802 segundos (s)

Corriente (promedio): 0.601 amperes (amp)

Nota: un ampere = 1 coulomb / segundo o un amp.s = 1 coul.

Carga de un electrón $1.60217733 \times 10^{-19}$ coulomb

Paso 1. Encontrar la carga total que pasa a través del circuito
 $(0.601 \text{ amp})(1 \text{ coul}/1\text{amp}\cdot\text{s})(1802 \text{ s}) = 1083 \text{ coul}$

Paso 2. Calcular el número de electrones en la electrólisis.
 $(1083 \text{ coul})(1 \text{ electron}/1.6022 \times 10^{-19} \text{ coul}) = 6.759 \times 10^{21} \text{ electrones}$

Paso 3. Determinar el número de átomos de cobre perdidos en el ánodo. Recordemos que el proceso de la electrólisis consume dos electrones por cada ión de cobre formado. Por lo tanto el número de iones cobre (II) formados es la mitad del número de electrones.
 Número de $\text{Cu}^{+2} = \frac{1}{2}$ número de electrones medidos
 $(6.759 \times 10^{21} \text{ electrones})(1 \text{ Cu}^{+2} / 2 \text{ electrones}) = 3.380 \times 10^{21} \text{ iones Cu}^{+2}$

Paso 4. Calcular el número de iones cobre por gramo de cobre usando el número de iones cobre calculado en el paso 3 y la masa de iones cobre producida. La masa de iones cobre producidos es igual a la masa perdida por el ánodo. (La masa de los electrones es tan pequeña que es despreciable en este experimento, por lo tanto la masa de iones de cobre (II) es la misma que la de átomos de cobre).

Así:

$$\text{Pérdida de masa del electrodo} = \text{masa de iones Cu}^{+2} = 0.3554 \text{ g}$$

$$3.380 \times 10^{21} \text{ iones Cu}^{+2} / 0.3544 \text{ g} = 9.510 \times 10^{21} \text{ iones Cu}^{+2} / \text{g}$$

$$= 9.510 \times 10^{21} \text{ átomos de Cu} / \text{g}$$

- Paso 5. Calcular el número de átomos de cobre en una mol de cobre, 63.546 gramos.
 Átomos de Cu / moles de Cu = $(9.510 \times 10^{21} \text{ átomos de cobre} / \text{g de cobre})(63.546 \text{ g/mol de cobre})$.
 = 6.040×10^{23} átomos de cobre / mol de cobre

Este es el valor del número de Avogadro medido por el estudiante de química.

- Paso 6. Calcular el porcentaje de error.

$$\text{Error absoluto: } | 6.02 \times 10^{23} - 6.04 \times 10^{23} | = 2 \times 10^{21}$$

$$\text{Porcentaje de error: } (2 \times 10^{21} / 6.02 \times 10^{23})(100) = 0.3 \%$$

MATERIAL

- 2 vasos de precipitado de 500 ml (Celda electrolítica)
- 4 electrodos de cobre
- 1 cronómetro
- 1 amperímetro
- 1 fuente de poder

REACTIVOS

- 250 ml de Ácido Nítrico 6 M
- 250 ml de alcohol
- 250 ml de Ácido Sulfúrico 0.5 M

PROCEDIMIENTO

Obtener dos electrodos de cobre. Probablemente sea necesario limpiar el ánodo primero antes de que las mediciones sean hechas. Si es necesario, sumergir el ánodo en una solución 6M de HNO_3 en la campana de extracción de 2 a 3 segundos. Retirar el electrodo **rápidamente**. El ácido nítrico es un agente oxidante muy poderoso además de ser un ácido fuerte y destruye el ánodo rápidamente si no es retirado. No tocar el electrodo con los dedos. Sumergir el electrodo en un recipiente con agua limpia del grifo, después sumerja el electrodo en un recipiente etiquetado como alcohol. Deje secar el electrodo en una papel (sanita). Cuando el electrodo esté seco, péselo cuidadosamente en una balanza analítica con precisión de 0.0001 gramo.

Ver la figura 1 y monte el aparato. La solución electrolítica en un vaso de precipitado de 250 ml es 0.5 M de H_2SO_4 . Precaución: esta solución es corrosiva y puede dañar la piel y ropa al contacto. Antes de hacer cualquier conexión asegúrate que la fuente de poder esté apagada y desconectada. La fuente de poder debe estar conectada a un amperímetro en serie a los electrodos.

La secuencia correcta requiere que el polo positivo de la fuente de poder sea conectado al ánodo de la primera celda. El cátodo se conecta enseguida de la salida positiva del amperímetro y la salida negativa del amperímetro se conecta al ánodo de la segunda celda. Finalmente el cátodo de la segunda celda electrolítica se conecta al poste negativo de la fuente de poder. ¡Tenga su aparato aprobado por el instructor antes de encenderlo!

Cuando el aparato esté aprobado, conectar la fuente de poder. Asegúrate que la fuente de poder esté apagada. Mediciones exactas del tiempo en segundos y de la corriente en amperes, son esenciales para obtener buenos resultados. El amperaje deberá ser medido en intervalos de un minuto (60 segundos). El amperaje puede variar durante el experimento debido a los cambios de la solución electrolítica, temperatura o posición de los electrodos. El amperaje usado en los cálculos debe ser un promedio de las lecturas tomadas.

La corriente deberá fluir al menos 1020 segundos (17.00 minutos). Medir el tiempo hasta el límite de **precisión** medido en el cronómetro, esto deberá ser lo más cercano al segundo o fracción de segundo. Después de 1020 segundos, apagar la fuente de poder y registrar el último amperaje y el tiempo.

Ahora que la electrólisis ha terminado, necesitarás retirar el ánodo de la celda, secarlo y pesarlo en la balanza analítica. NO SECAR EL ÁNODO CON UNA TOALLA. Sécalo como lo hiciste antes del experimento, sumérgelo en alcohol y déjalo secar sobre una toalla.

Si lo secas con la toalla, removerás el cobre de la superficie e invalidarás tu trabajo.

Repite el experimento si el tiempo lo permite. Utiliza los mismos electrodos.

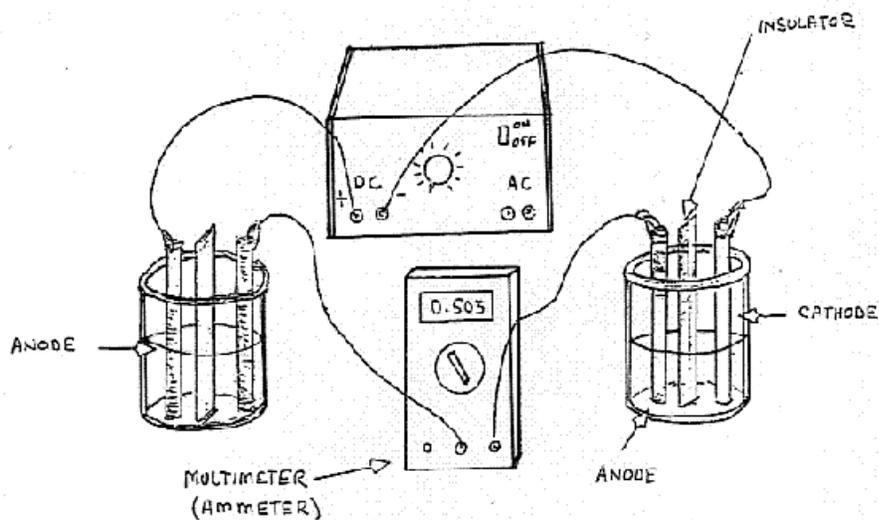


Fig. 1 Celda electrolítica

Datos de la electrólisis

Mediciones en el electrodo

	<i>Prueba 1</i>
Masa del ánodo antes de la electrólisis	<u>g</u>
Masa del ánodo después de la electrólisis	<u>g</u>
Masa perdida por el ánodo	<u>g</u>

Medición del tiempo y amperaje

		<i>Prueba 1</i>
<i>Tiempo</i>		<i>Corriente</i>
<i>(min)</i>		<i>(amperes)</i>
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		

		<i>Prueba 1</i>
<i>Tiempo</i>		<i>Corriente</i>
<i>(min)</i>		<i>(amperes)</i>
10		
11		
12		
13		
14		
15		
16		
17		
18		
19		
<i>Corriente Promedio</i>		

Resumen de datos

Tiempo total de la electrólisis (segundos)

Corriente promedio durante la electrólisis (amperes)

Corriente total medida (coulombs)

Número de electrones que pasan

Número de iones Cu^{+2} generados

Número de iones Cu^{+2} / gramos de metal de Cu (Cu^{+2} / g Cu)

Número de Avogadro (de tu medición)

Número de Avogadro (verdadero o valor aceptado)

Error absoluto en el valor medido

% de error relativo en el valor medido

Prueba 1

Determinación del número de Avogadro

CUESTIONARIO PREVIO

1. *¿Qué es oxidación?*
2. *¿Qué es reducción?*
3. *¿Qué es un ánodo?*
4. *¿Qué es un cátodo?*
5. *¿Qué es un electrolito?*
6. *¿Cual es la naturaleza de la corriente eléctrica en una solución líquida?*
7. *¿Es flujo de electrones o flujo de iones?*
8. *Ejemplificar la aplicación industrial de reacciones de oxidación – reducción*

EVALUACIÓN INDIVIDUAL

- 1.- *De acuerdo a los resultados que obtuviste en la Práctica ¿Que elemento se oxida?
¿Qué elemento se reduce?*
- 2.- *De acuerdo al Diagrama ¿donde esta conectado el ánodo?
¿Dónde esta conectado el cátodo?*
- 3.- *¿A que atribuyes el porcentaje de error obtenido en este experimento?*
- 4.- *¿Cual de las siguientes mediciones no son importantes en este experimento?*
 - a. *Masa de los electrodos*
 - b. *Corriente promedio*
 - c. *Tiempo de la electrólisis*
 - d. *Volumen del electrolito usado*
 - e. *Concentración del electrolito*

BIBLIOGRAFÍA

(WPD file by W.L.Dickinson 9/26/98; Conversion to HTM 10/7/98)

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 9 “PESO MOLECULAR DE UN LÍQUIDO VOLÁTIL (CLOROFORMO)”

OBJETIVO

Determinar el peso molecular de un líquido volátil (Cloroformo), aplicando la ecuación de los gases ideales.

INTRODUCCIÓN

Los estados de agregación de la materia son tres: el sólido, el líquido y el gaseoso. El sólido puede definirse como aquel en que los cuerpos poseen volumen definido y forma propia a cierta temperatura y presión. Por otra parte un Líquido posee un volumen definido pero no forma propia, mientras que un gas carece de ambas. Los líquidos y gases se denominan fluidos. Un líquido, en la medida que llene un recipiente adoptará la forma de éste, pero retendrá su volumen, mientras que un gas llenará siempre cualesquier recipiente que lo contenga. El estado de agregación de una sustancia esta determinado por la temperatura y presión bajo la cual existe.

Los gases ideales obedecen las leyes de Boyle o Gay Lussac, las cuales combinadas entre sí nos llevan a obtener la ecuación general de los gases (ver ecuación 1) la cual establece una relación directa entre el volumen, temperatura, presión y el número de moles de un gas.

$$PV = nRT \quad (\text{Ecuación 1})$$

Donde:

P = Presión

V = Volumen

T = Temperatura

n = Número de moles

El numero de moles de cualesquier sustancia se obtiene dividiendo la masa (m) de la misma entre su peso molecular (PM).

$$n = m / PM \quad (\text{Ecuación 2})$$

El valor de R en la ecuación 1 se determina por el hecho de que cualesquier gas ideal en condiciones estándar (0°C y 1 atmósfera de presión), ocupa un volumen de 22.413 litros y si sustituimos estos valores en la ecuación 1 obtenemos que:

$$R = 0.08205 \text{ litros-atm K}^{-1} \text{ moles}^{-1}$$

Los gases reales se comportan como gases ideales solo a bajas presiones y temperaturas elevadas. Estas condiciones provocan que las fuerzas de atracción entre las moléculas sean pequeñas y por lo tanto su comportamiento se aproxime a la idealidad.

MATERIALES

1 Tubo de ensaye de 13 X 100 mm	1 soporte universal
1 Probeta de 25 ml	1 piseta
1 Bureta de 50 ml	1 perilla
1 Pinza para tubo de ensaye	1 piseta serológica
1 Pinza para bureta doble	
1 Termómetro de 100 °C	
1 Vaso de precipitado de 50 ml	
1 Chaqueta o manta térmica	

REACTIVOS

10 cm de alambre de cobre delgado
 5 cm de papel aluminio
 1 ml de cloroformo
 50 ml de mezcla azeotrópica (11.3% en peso H₂O – 88.7% Metiletilcetona)

PROCEDIMIENTO

1. Tome un tubo de ensayo mediano, limpio y seco; sujételo con unas pinzas y viértale agua destilada desde una bureta, mida exactamente el volumen en ml de agua necesaria para llenar totalmente el tubo de ensayo.
2. Seque completamente el tubo de ensayo calibrado, tápelo con un papel de aluminio y fíjelo suavemente con un alambre de cobre delgado. (Véase figura 1) pese el conjunto.

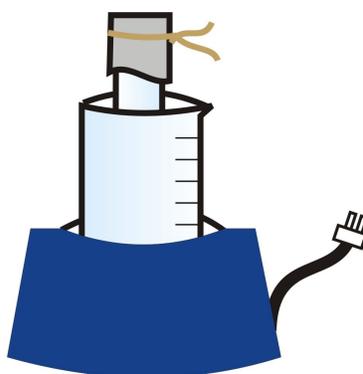


Figura 1

3. Destape el tubo de ensayo, guarde cuidadosamente el papel de aluminio y el alambre de cobre, y añada al tubo aproximadamente 1 ml de cloroformo, tápelo de nuevo con el papel aluminio y fíjelo herméticamente con el alambre de cobre. El maestro medirá la temperatura del cloroformo en grados centígrados del cloroformo en el recipiente original.

- Coloque el vaso de precipitado de 50 ml que contiene la mezcla azeotrópica, en la chaqueta térmica, cuando comience a hervir, introduzca el tubo de ensaye que contiene el cloroformo donde previamente se le haya hecho un pequeño orificio en el papel de aluminio con un alfiler (figura 1). Se observa que el cloroformo se evapora, cuando no haya líquido en el tubo de ensaye (NOTA: Retirar el tubo del calentamiento cuando solamente quede una gota de cloroformo y cerciorarse de que esta gota termina de evaporar una vez fuera del calor). Déjelo enfriar a temperatura ambiente y péselo con el líquido condensado.

TABLA DE RESULTADOS

Temperatura del cloroformo:	
Volumen del tubo de ensaye	
Peso del tubo tapado	
Peso del líquido condensado	
Peso molecular calculado del cloroformo	
Peso molecular teórico del cloroformo	
Porcentaje de error experimental	

EVALUACIÓN INDIVIDUAL

- ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia?
- ¿Qué determina el estado de agregación de una sustancia?
- ¿En qué condiciones se comportan como gases ideales, los gases reales? ¿Porqué?
- ¿A qué atribuyes el % de error experimental que obtuviste?

BIBLIOGRAFÍA

Manual de Prácticas de Química I. (1991) Departamento de Química e Ing. Química ITSON

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA NO. 10 “ESTEQUIOMETRÍA DE UNA REACCIÓN”

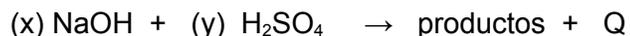
OBJETIVO

El alumno determinará la relación estequiométrica de la reacción entre hidróxido de sodio y ácido sulfúrico.

INTRODUCCIÓN

En este experimento, la decisión acerca de la razón apropiada entre los reactivos se basará en la cantidad de calor que se involucra durante la reacción.

Por ejemplo, con hidróxido de sodio y ácido sulfúrico



en donde Q representa el calor involucrado. Este calor causa que la temperatura de la mezcla aumente:

$$\Delta T = (T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}})$$

Como la cantidad de calor que se libera en la reacción aumenta, ΔT aumenta. En consecuencia, se puede usar el cambio de temperatura para monitorear la cantidad de calor que se libera en la reacción.

¿Cómo se puede relacionar la cantidad de calor liberado a la estequiometría de una reacción? Suponga que se conocen los valores de (x) y (y) en la reacción anterior. Si se mezclan exactamente (x) moles de NaOH con (y) moles de H_2SO_4 , un cierto número de calorías Q serían producidas. Por otra parte, si se mezclan un poco menos que los (x) moles de NaOH, no se tendría suficiente NaOH presente para reaccionar con todo el H_2SO_4 . Entonces se desprendería una cantidad pequeña de calor debido a las pocas unidades de NaOH que estarían presentes para reaccionar resultando en un pequeño ΔT . Este argumento también puede ser aplicado cuando uno de los reactivos está en exceso.

La máxima cantidad de calor liberado resulta en un máximo ΔT es cuando los reactivos se mezclan en la razón estequiométrica correcta.

MATERIAL

1 Probetas de 250 ml
 1 Piseta con agua destilada
 1 Termómetro graduado en intervalo de 0.1 °C
 2 Vasos de precipitado de 250 ml
 1 Termo
 1 Tapón de hule bihoradado

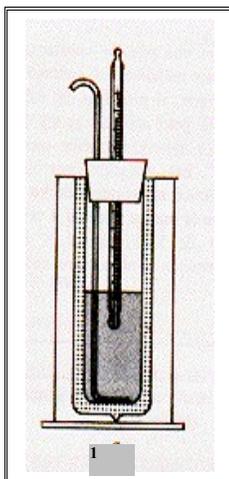
1 Perilla
 2 Pipetas de 10 ml

REACTIVOS

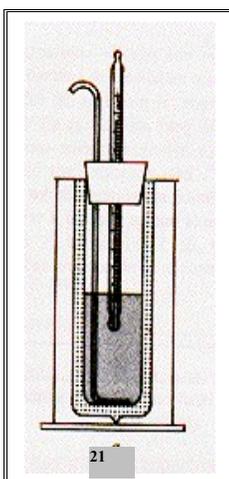
700 ml H_2SO_4 1 N
700 ml NaOH 1 N

PROCEDIMIENTO

1. En un termo vierta 100 ml de H_2SO_4 1 N y mida su temperatura. (Fig 1)



2. Mida la temperatura de 100 ml de NaOH 1 N en una probeta o en un vaso de precipitado pequeño. Inicialmente estas dos temperaturas deberían ser idénticas. Si no lo son, entonces coloque las dos disoluciones en un baño de agua y cuando la temperatura estabilice, inicie el experimento (Fig 2). (Nota: si sólo tiene un termómetro para medir la temperatura de una disolución, enjuague el termómetro con agua destilada y después mida la temperatura de la otra disolución).



- Mezcle los reactivos completamente en el termo, agite bien para asegurar que la reacción se completó cuidando que el bulbo del termómetro siempre este cubierto por la mezcla de reacción y anote la máxima temperatura. La mezcla primero se calentará y después se enfriará gradualmente hasta retornar a la temperatura ambiente. El termo permite que la mezcla se enfríe lentamente y no tendrá dificultad en obtener la máxima temperatura.
- Repita el procedimiento anterior utilizando diferentes cantidades de cada reactivo y un volumen constante de 120 ml. Inicialmente puede usar las siguientes combinaciones y alguna otra que considere deseable: 30:90, 40:80, 50:70, 60:60, 70:50, 80:40, 90:30
- Después de medir y anotar el cambio de temperatura de por lo menos estas, mezclas, construir una gráfica del cambio de temperatura, en función de los ml de disolución de H_2SO_4 utilizados.
- De esta gráfica determine la Estequiometría de la reacción. Si los datos no son suficientes, continúe trabajando con diferentes mezclas alrededor del máximo ΔT obtenido.

RESULTADOS

H_2SO_4 1 N (ml)	NaOH 1 N (ml)	$T_{inicial}$	T_{final}	ΔT

EVALUACION INDIVIDUAL

- Explique cómo obtuvo los valores de (x) y (y) de su gráfica de ΔT en función de los ml de H_2SO_4 .
- Escriba la ecuación para la reacción: $(x) X + (y) H_2SO_4 \rightarrow \text{productos} + Q$ utilizando los coeficientes (x) y (y) correctos.
- Porqué debe ser el mismo volumen de la disolución de reacción cuando trabaja con diferentes mezclas de reactivos para determinar su razón estequiométrica
- Imagine que una reacción ocurre de modo que la absorción de calor causa que la temperatura de la mezcla baje en tanto se desarrolla la reacción. Dibuje una gráfica que muestre ΔT en función del número de moles de un reactivo de ese tipo. ¿Es ΔT una cantidad negativa o positiva?

BIBLIOGRAFÍA

Bigelow, M.J. (1969). Journal of Chemical Education, 46, 378.

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 11
“PREPARACIÓN Y ESTANDARIZACIÓN DE UNA SOLUCIÓN DE
HIDRÓXIDO DE SODIO”

PARTE I

OBJETIVO

El alumno realizará los cálculos para preparar soluciones porcentuales peso/peso, peso/volumen y volumen/volumen.

INTRODUCCIÓN

Solución es un sistema homogéneo en el cual un soluto, líquido, sólido o gas, está disperso en un solvente, formando una sola fase.

Por lo general, el solvente o disolvente se encuentra en mayor proporción que el soluto. En química inorgánica el disolvente usado generalmente en la preparación de soluciones es el agua destilada.

Dependiendo de la concentración del soluto en la solución, las soluciones se clasifican en: diluidos, concentrados, saturadas y sobresaturadas.

Sin embargo, en los experimentos de química es necesario expresar una medida de concentración del soluto en la solución. Así, hay soluciones expresadas en porcentaje, en normalidad y en molaridad, además de otras unidades de medida para trabajos específicos.

Soluciones porcentuales.

Las soluciones porcentuales expresan la cantidad de soluto en 100 partes de solución.

En el laboratorio de química se emplean los tipos siguientes de soluciones porcentuales:

- Peso en volumen (p/v). El soluto está en gramos y la solución son 100 ml finales.
- Volumen en volumen (v/v). Se usa cuando el soluto es un líquido. El soluto está en mililitros para un volumen de 100 ml finales.
- Peso en peso (p/p). El soluto está en gramos para un peso final de la solución de 100 g.

MATERIAL

2 vidrios de reloj
3 espátulas
2 probetas graduadas de 100 ml
6 vasos de precipitados de 250 ml
2 agitadores
1 perilla
1 balanza granataria
1 pipeta graduada de 10 ml
1 lápiz graso

REACTIVOS

5 g de cloruro de sodio
agua destilada
2 g de cromato de potasio
25 ml de etanol
1 g de dicromato
1 piseta
2 ml de ácido sulfúrico concentrado
1 g de dicromato de potasio
5 g de azúcar

PROCEDIMIENTO

Efectuar los cálculos necesarios para lograr la correcta preparación de cada una de las sustancias solicitadas por el instructor, en relación peso/peso, peso/volumen y volumen/volumen, utilizando las fórmulas tratadas en la clase teórica.

- Pesar 5 g de cloruro de sodio sobre un vidrio de reloj en la balanza granataria.
- Depositar el sólido en un vaso de precipitados de 250 ml, procurando que no haya pérdidas.

3. Adicionar un poco de agua y agitar con cuidado hasta la disolución del cloruro. Aforar a la marca de 100 ml del vaso de precipitados con agua destilada. Anotar las observaciones.
4. Con el mismo procedimiento anterior, preparar otra solución utilizando 2 g de cromato de potasio. Anotar las observaciones.
5. Medir exactamente 25 ml de etanol en una probeta graduada. Pasar a un vaso de precipitados de 250 ml, agregar un poco de agua destilada, agitar ligeramente y aforar a la marca de 100 ml. Anotar las observaciones.
6. Depositar aproximadamente 50 ml de agua en un vaso de precipitados. Medir 2 ml de ácido sulfúrico concentrado utilizando una pipeta graduada. Pasar el ácido al vaso de precipitados depositándolo gota a gota en las paredes del vaso. Agitar ligeramente y aforar a la marca de 100 ml. Anotar las observaciones.
7. Pesarse en la balanza granataria un vaso de precipitados de 250 ml.
8. Pesarse 1 g de dicromato de potasio sobre un vidrio de reloj en la balanza granataria.
9. Depositar el dicromato en el vaso de precipitados. Adicionar un poco de agua destilada y agitar hasta la disolución. Llevar a la balanza granataria y agregar lentamente y gota a gota agua destilada con una pipeta, hasta un peso total de 100 g más el peso del vaso.
10. Repetir los pasos del 7 al 9 utilizando 5 g de azúcar común (sacarosa).
11. Escribir las conclusiones a las que se ha llegado al finalizar la práctica.

EVALUACIÓN INDIVIDUAL

1. Determinar la concentración en la que se encuentra el cloruro de sodio en el paso 3.
2. Calcular la concentración del cromato de potasio en la solución preparada en el paso 4.
3. Determinar la concentración de la solución de etanol en la solución preparada en el paso 5.
4. ¿Cuál es la concentración del dicromato de potasio en la solución preparada en el paso 9?
5. ¿Qué cantidad de soluto en gramos existe en las siguientes soluciones?
 - a) 100 ml al 11%
 - b) 300 ml al 8%
 - c) 125 ml al 37%
 - d) 1250 ml al 14%
 - e) 76 ml al 50% (1:1)

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PARTE II

OBJETIVO

El alumno estandarizará una solución básica de NaOH, utilizando una solución ácida de concentración conocida.

INTRODUCCIÓN

Se conoce como una reacción de neutralización a la que presenta cuando un ácido reacciona con la cantidad equivalente de una base o hidróxido. Por ejemplo:



Ácido Base Sal Agua

Los productos obtenidos de la reacción no tienen las propiedades características de ácido o de bases, por lo tanto puede concluirse que las soluciones ácidas neutralizan a las soluciones básicas cuando se mezclan en proporciones equivalentes (o viceversa).

MATERIAL

1 Soporte Universal
 4 matraces Erlenmeyer de 250 ml.
 1 Bureta graduada de 50 ml
 1 pinzas para bureta
 1 probeta graduada
 1 matraz aforado de 100 ml
 4 pipetas volumétricas de 10 ml
 1 balanza granataria

REACTIVOS

0.4 gr. de NaOH en lentejas
 1 ml de fenoftaleína al 1 %
 solución de HCl al 2N

PROCEDIMIENTO

1. Preparar una solución que contenga 0.4 gr. de NaOH en 100 ml de agua destilada en un matraz aforado.
2. Colocar 10 ml de la solución de NaOH preparada en el paso anterior con una pipeta volumétrica en cada uno de los cuatro matraces Erlenmeyer de 250 ml. Etiquetar cada uno con números del 1 al 4.
3. Adicionar a cada matraz cinco gotas de solución del indicador de fenoftaleína al 1%. Observar el color de las soluciones.
4. Añadir a la bureta graduada una pequeña cantidad de la solución de HCL 2N, abriendo la llave para su purgado (desalojo de las burbujas de aire). A continuación llenar la bureta con la misma solución de HCl, y aforar a la marca de cero.
5. Armar el dispositivo de titulación y agregar gota a gota la solución de HCl 2N al matraz número 1. Agitar el matraz con movimiento circular. Observar el punto final de la titulación cuando, por adición de una gota de solución de HCl, toda la solución del matraz pierda su color (punto de neutralización) cuando menos por un tiempo no menor de 15 segundos (la solución vuelve a ser alcalina por disolución del bióxido de carbono atmosférico).
6. Leer en la bureta los mililitros de solución de HCl gastados en la neutralización y anotarlos.
7. Repetir el procedimiento en los matraces etiquetados con los números 2,3 y 4. Registrar las lecturas de mililitros de solución de HCl utilizados en cada una de las muestras y calcular su volumen promedio.
8. Anotar las observaciones de los pasos de la práctica.

Promedio en volumen de solución de HCl utilizado:

- a) primera titulación: _____ ml de ácido
 b) Segunda titulación: _____ ml de ácido
 c) Tercera titulación: _____ ml de ácido

d) Cuarta titulación: _____ ml de ácido
Promedio: _____ ml de ácido

9. Escribir las conclusiones a las que has llegado al terminar la práctica.

EVALUACION INDIVIDUAL

- 1.- ¿ Como se determina el peso equivalente de un ácido? ¿Base?. ¿ Sal?
2. Explica la forma de calcular el peso molecular de un ácido.
3. Calcular la normalidad de la solución de NaOH, preparada según los datos obtenidos.

$$N = \frac{\text{equivalente gramo}}{\text{Litro de solución}}$$

$$N_a V_a = N_b V_b$$

BIBLIOGRAFÍA

Gómez DJJ, Rodríguez MNG, Vázquez SJC (2000) Prácticas de Química II. Colecciones DGETI. SEP, México, DF.

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 12

“PARÁMETROS CINÉTICOS DE UNA REACCIÓN: ORDEN, CONSTANTE DE VELOCIDAD Y EFECTO DE LA TEMPERATURA”

OBJETIVO

Demostrar el efecto de la concentración, de la temperatura y de un catalizador en la velocidad de una reacción iónica.

INTRODUCCIÓN

Las reacciones químicas se producen a velocidades diferentes. El estudio de la velocidad de las reacciones se conoce como cinética de la reacción, y se determina midiendo el cambio de la concentración de los reactivos o de los productos en función del tiempo transcurrido.

Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son: la naturaleza química de las sustancias que intervienen, su concentración, la temperatura, la presión, el pH, los catalizadores, la agitación, etc.

A diferencia de las termodinámicas, donde los cambios de energía dependen solamente de la naturaleza de los productos y de los reactivos, la velocidad de las reacciones químicas es determinada por la formación de compuestos intermediarios entre los reactivos y los productos. El compuesto intermediario de formación más lenta será el que definirá la velocidad total de la reacción.

La ecuación general de la velocidad de una reacción se expresa de la manera siguiente:

$V = Kc^n$ (ecuación 1) donde: (V) representa la velocidad de la reacción expresada en términos del cambio de la concentración (C) de las sustancias en función del tiempo "t"; es decir dc/dt , y (K) es la constante cinética, cuyas unidades dependen del orden (n) de la reacción.

Para las órdenes (n) de reacciones iguales a cero, uno, dos y tres, se obtienen las ecuaciones siguientes:

$$\text{Orden cero: } Kt = C_0 - C \quad (\text{ecuación 2})$$

$$\text{Primer orden: } Kt = 2.303 \log C_0/C \quad (\text{ecuación 3})$$

$$\text{Segundo orden: } Kt = 1/C - 1/C_0 \quad (\text{ecuación 4})$$

$$\text{Tercer orden: } Kt = 1/2C - 1/2C_0 \quad (\text{ecuación 5})$$

Donde C_0 es la concentración inicial de uno de los reactivos y C la concentración del reactivo que no ha reaccionado con el tiempo t.

El conocimiento de la velocidad de las reacciones es importante en la investigación química para estudiar el desarrollo detallado de dichas reacciones. También es importante en los procesos tecnológicos para diseñar reactores que permitan hacer óptima la producción.

MATERIAL

15 tubos de ensaye de 29 x 200 mm
1 pipeta graduada de 10 ml
1 vaso de precipitado de 400 ml
1 soporte con anillo
1 tela de asbesto
1 mechero Bunsen
6 tapones de corcho
1 termómetro
3 cronómetro

REACTIVOS

115 ml de solución acuosa de persulfato de potasio 0.1 M
75 ml de solución de KI 1 M
70 ml de solución acuosa de sulfito de sodio 0.1 M
30 ml de almidón soluble al 0.2 %
20 ml de solución acuosa de sulfato férrico hexahidratado 10^{-4} M
90 ml de yoduro mercúrico
hielo

PROCEDIMIENTO

EXPERIMENTO 1: EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN.

1. Tome 6 tubos de ensaye grandes, limpios y secos; numérelos y colóquelos ordenadamente en una gradilla. En cada tubo vierta las siguientes soluciones, según el orden indicado en la tabla 1, y usando pipetas de 10 ml con graduación de décimas de mililitros.
2. Tape cada uno de los tubos con un tapón de corcho y agítelos.
3. Para medir el tiempo de la reacción asegúrese de que el cronómetro esté en cero. Tome el tubo 1 y agréguele rápidamente 6 ml de solución de persulfato de potasio 0.1 M y, al mismo tiempo que añada la solución de persulfato de potasio, oprima el botón del cronómetro. Tape de nuevo el tubo y agítelo hasta la aparición de un color amarillo. En el preciso momento de la aparición del color, oprima de nuevo el botón del cronómetro y anote el tiempo de la reacción en la tabla 2.
4. Repita el mismo procedimiento con los tubos 2 al 6, agregando la misma cantidad de persulfato de potasio 0.1 M. Anote los tiempos respectivos en la tabla 2.

EXPERIMENTO I

TABLA 1

Tubo número	SOLUCIONES (ml)			
	KI 1M	Na ₂ SO ₃ 0.1 M	Almidón	Agua destilada
1	5	1	2	6
2	5	2	2	5
3	5	3	2	4
4	5	4	2	3
5	5	5	2	2
6	5	6	2	1

RESULTADOS

TABLA 2

Efecto de la concentración en la velocidad de reacción
Temperatura = _____ °C

Tubos	Tiempo de la reacción (segundos)
1	
2	
3	
4	
5	
6	

EXPERIMENTO 2: EFECTO DE LA TEMPERATURA.

1. Tome tres tubos de ensaye grandes, limpios y secos, prepare de nuevo las soluciones que se usaron en los tubos 4, 5 y 6 de la tabla 1.
3. Caliente 300 ml de agua destilada en un vaso de precipitados de 400 ml, y procure mantener la temperatura aproximadamente a 50 °C. Coloque los tres tubos tapados en el baño María. Coloque también en el baño María un tubo de ensaye grande, tapado, que contenga 20 ml de la solución de persulfato de potasio 0.1 M. Déjelos 10 minutos dentro del baño María, procurando evitar las variaciones de temperatura.
4. Colocar los tubos 1, 2 y 3 y un tubo que contenga 20 ml de solución de persulfato de potasio 0.1 M en un baño de hielo.
5. Sin sacar del baño el tubo 4, agregue 6 ml de solución caliente de persulfato de potasio 0.1 M y mida el tiempo de la reacción como se indicó en el experimento I, paso 3. Anote la lectura del tiempo en la tabla 3.
6. Repita el mismo procedimiento para los tubos 5 y 6 anote los resultados en la tabla 3.
7. Utilizando un baño de hielo, repita los procedimientos anteriores empleando las soluciones de los tubos 1, 2 y 3; anotando los resultados en la tabla 4.

RESULTADOS 2

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

2. A partir de los resultados de las tablas 3, 4 y 5 haga la gráfica del volumen del sulfito de sodio utilizado contra el tiempo de reacción; en la misma gráfica anterior, pero usando colores distintos.
3. Interprete la gráfica para explicar cómo la concentración afecta la velocidad de la reacción.
4. Interprete la gráfica para explicar cómo la temperatura afecta la velocidad de la reacción.
5. Interprete la gráfica para explicar cómo el catalizador afecta la velocidad de la reacción.
6. Determine la constante cinética (K), de la reacción, utilizando la siguiente ecuación de primer orden (en persulfato de potasio).

$$K = \frac{2.303}{t} \log \frac{(V_2 - V_1)}{V_1}$$

donde t es el tiempo de la reacción, en segundos, de la tabla 2; V_2 el volumen de la solución de persulfato de potasio, y V_1 el volumen de la solución de sulfito de sodio. Efectúe los cálculos correspondientes para los tubos 1, 2, 3 y 4. Anote sus resultados en la siguiente tabla:

TABLA 6

TUBOS	K (segundos ⁻¹)
1	
2	
3	
4	

K promedio = _____ segundos

BIBLIOGRAFIA

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRACTICA No. 13

“PRINCIPIO DE LeCHATelier. EFECTO DE CAMBIOS EN LA TEMPERATURA Y LA CONCENTRACIÓN”

EFECTOS DE LA TEMPERATURA SOBRE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

OBJETIVO

El alumno comprobará el principio de LeChatelier por medio del efecto de la temperatura en la velocidad de reacción.

INTRODUCCIÓN

La interpretación del efecto de las variaciones de temperatura sobre la solubilidad esta basada en el principio de LeChatelier "Cuando un sistema en equilibrio es obligado a variar en un determinado sentido por el efecto de una fuerza, el equilibrio tiende a cambiar de modo que neutralice el efecto que pretende cambiarlo".

El efecto es la eliminación o adición de energía calorífica (cambio de temperatura). En la solución saturada (en equilibrio), la adición de calor favorece el proceso que tiende a absorber calor. Una sustancia que absorbe calor cuando se disuelve en una solución saturada tiende a ser más soluble a mayor temperatura, y una que libera calor tiende a ser más soluble a menor temperatura.

MATERIAL

10 tubos de ensaye de 18x150 mm
1 gradilla
3 pipetas graduadas de 10 ml
1 baño María
1 mechero Bunsen
1 tripie
1 tela de asbesto
1 lápiz graso
1 cronómetro

REACTIVOS

Solución de permanganato de potasio 0.001 M
Solución de ácido sulfúrico 0.5 M
Solución de ácido oxálico 0.005 M
Agua destilada

PROCEDIMIENTO

1. Colocar 10 tubos de ensaye en una gradilla y etiquetarlos con los números del 1 al 10
2. Depositar 5 ml de la solución de permanganato de potasio 0.001 M en cada uno de los tubos del 1 al 5. Adicionar a cada uno de esos cinco tubos, con otra pipeta, 1 ml de la solución de ácido sulfúrico 0.5 M.
3. En los tubos del 6 al 10, depositar 9 ml de solución de ácido oxálico 0.005 M
4. Preparar el baño María con agua hasta la mitad aproximadamente y calentar para mantener la temperatura lo más cercana a los 25°C, tomando constantemente la lectura con el termómetro.
5. Colocar en el baño María los tubos 1 y el 6, esperar a que los tubos tengan la misma temperatura del baño. Mantener esa temperatura.
6. Vertir el ácido oxálico del tubo 6 en la solución del tubo número 1 y poner en marcha al mismo tiempo el cronómetro. Anotar las observaciones.
7. Medir el tiempo para que el ácido oxálico reaccione totalmente con el permanganato de potasio (desaparición del color) y leer la temperatura. Anotar observaciones.
8. Repetir el procedimiento desde el paso 4 con los tubos restantes como se indica en el siguiente cuadro, y anotar las observaciones.

TUBOS	TEMPERATURA
2 con 7	35°C
3 con 8	45°C
4 con 9	55°C
5 con 10	65°C

9. Registrar los RESULTADOS en la siguiente tabla:

TUBOS	TEMPERATURA	TIEMPO
1 CON 6		
2 CON 7		
3 CON 8		
4 CON 9		
5 CON 10		

10. Escribe las conclusiones a las que has llegado al terminar la práctica.

EVALUACIÓN INDIVIDUAL

1. Señala Cinco factores que modifican la velocidad de reacción.
2. Explica porqué la velocidad de reacción no es la misma en los pares de tubos de ensaye.
3. Explica cómo se afectarían los resultados si la mezcla de los pares de tubos se enfriaran a la temperatura ambiente, en lugar de continuar en el baño María

BIBLIOGRAFÍA

Gómez DJJ, Rodríguez MNG, Vázquez SJC (2000) Prácticas de Química II. Colecciones DGETI. SEP, México, DF.

John R. Holum (1977). Prácticas de Química General, Orgánica y Bioquímica. Editorial LIMUSA, México DF.

Recopilación de Grupo Editorial Océano. El mundo de la Química. Curso Teórico-práctico. Editorial Clasa, SA, Barcelona, España.

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 14

“CONSTANTE DE IONIZACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL”

OBJETIVO

Determinar la constante de ionización de una solución acuosa de ácido acético y la constante de ionización de amonio, por hidrólisis del cloruro de amonio.

INTRODUCCIÓN

Cuando una o más especies químicas (reactivos) reaccionan en determinadas condiciones para formar otras especies químicas (productos), se establece una relación constante entre los productos formados y los reactivos iniciales. Esta relación es la expresión del equilibrio químico que se establece durante la reacción.

El equilibrio químico de una reacción puede determinarse cuando ninguna de las propiedades microscópicas observables del sistema estudiado (reactivos y productos) varía apreciablemente con el tiempo, es decir, cuando no haya más cambios químicos ni transferencia de energía observable.

Para una reacción general, tal como:



Donde A y B son los reactivos y C y D son los productos; y a, b, c y d los coeficientes estequiométricos de la reacción balanceada, se puede expresar matemáticamente la ley del equilibrio en términos de concentración molar:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (\text{ecuación 2})$$

donde (K_{eq}) es la constante de equilibrio.

La ley del equilibrio expresada en la ecuación 2 se enuncia en la siguiente forma: "El equilibrio de una reacción química determinada es igual al producto de las concentraciones molares de las sustancias que se forman en la reacción, dividido entre el producto de las concentraciones molares de las sustancias que permanecen sin reaccionar, siempre que la concentración de cada una de las sustancias esté elevada a un exponente que corresponde a su coeficiente estequiométrico en la reacción balanceada".

En la ecuación 2 el signo [] significa moles por litro y se utiliza para reacciones entre soluciones de solutos disueltos en solventes líquidos: el agua es el solvente más común.

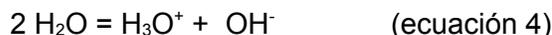
Para la determinación experimental de la constante de equilibrio de una reacción química específica, se necesita conocer las concentraciones iniciales de los reactivos y solamente de una de las especies químicas presentes en el equilibrio, ya que con la ecuación química balanceada se puede calcular la concentración de cada una de las otras sustancias.

El equilibrio químico depende en primer lugar de la naturaleza química de las sustancias que intervienen en la reacción química, pero su valor puede ser afectado por la temperatura, la presión, los catalizadores, los solventes, las sustancias extrañas, el pH, la fuerza iónica, y otros factores.

En todos los casos hay que considerar que las sustancias insolubles no intervienen en la expresión del equilibrio químico. El solvente más común que se usa en los experimentos para determinar el equilibrio químico iónico es el agua, cuya constante de equilibrio es igual a:

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} \quad (\text{ecuación 3})$$

de acuerdo con la reacción de disociación siguiente:



la constante de ionización del agua (K_w) se obtiene considerando que la concentración del agua en el equilibrio es constante:

$$K_w = K_{eq} \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}; \quad (\text{ecuación 5})$$

Es decir; $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7}$

En el equilibrio $[OH^-] = [H_3O^+]$

Por convención, $\text{pH} = -\log [H_3O^+]$, de donde se deduce que el agua pura tiene $\text{pH} = 7$.

En los experimentos siguientes se utilizarán métodos sencillos, pero conviene saber que existen numerosos tipos de instrumentos que permiten efectuar estas determinaciones con mayor precisión y rapidez.

MATERIAL

10 tubos de ensaye de 29 x 200 mm	1 soporte universal
2 buretas de 50 ml	1 pinza para bureta
1 varilla de vidrio	1 piseta
1 gradilla	

REACTIVOS

Solución de ácido acético 0.2 M (CH_3COOH)
 Solución de acetato de sodio 0.2 M (CH_3COONa)
 Solución de cloruro de amonio 1 M (NH_4Cl)

PROCEDIMIENTO

EXPERIMENTO 1: DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE IONIZACIÓN DEL ÁCIDO ACÉTICO.

EXPERIMENTO 1.1.

1. Tome 5 tubos grandes secos y limpios, márkelos A, B, C, D y E y colóquelos en orden en la gradilla.
2. En cada uno ponga las cantidades de las soluciones de ácido acético 0.2 M y de acetato de sodio 0.2 M, indicadas en la tabla 1. Mida los volúmenes exactamente usando una bureta y agite cada tubo con una varilla de vidrio.



TABLA 1

TUBOS	ACETATO DE SODIO 0.2 M	ACIDO ACÉTICO 0.2 M
A	16 ml	4 ml
B	14 ml	6 ml
C	12 ml	8 ml
D	8 ml	12 ml
E	6 ml	14 ml

EXPERIMENTO 1.2

Con una varilla de vidrio limpia, humedezca el papel indicador de escala corta de pH y tome los valores del pH de cada una de las soluciones de la tabla 1, anótelos en la tabla 3.

Calcule la concentración molar corregida del ácido acético y del acetato de sodio en cada una de las soluciones obtenidas, utilizando la ecuación siguiente:

$$C \text{ corregida} = C \text{ inicial} \times \frac{V \text{ inicial (ml)}}{V \text{ total (ml)}}$$

- a)
- b)
- c)
- d)
- e)

Anote sus resultados en la tabla 3.

Tabla 3. Concentraciones corregidas.

TUBOS	CH ₃ COOH moles/ Lt	CH ₃ COONa moles/ Lt	Log $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^- \text{Na}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$	pH
A				
B				
C				
D				
E				

Temperatura ambiente = _____ °C

NOTA: PARA OBTENER BUENOS RESULTADOS ES IMPORTANTE LAVAR Y SECAR LA VARILLA ENTRE UNA DETERMINACIÓN Y LA SIGUIENTE.

EXPERIMENTO 2. DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE IONIZACIÓN DEL HIDRÓXIDO DE AMONIO POR HIDRÓLISIS DEL CLORURO DE AMONIO.

1. Tome cinco tubos de ensaye grandes, limpios y secos; márkuelos A, B, C, D y E, colóquelos en orden en una gradilla.
2. En cada tubo vierta las cantidades de la solución de NH₄Cl y de agua indicadas en la tabla
 2. Efectúe las mediciones de volumen usando una bureta; agite con una varilla de vidrio.

TABLA 2

TUBOS	NH ₄ Cl 1M	H ₂ O
A	10 ml	10 ml
B	8 ml	12 ml
C	6 ml	14 ml
D	4 ml	16 ml
E	2 ml	18 ml

EXPERIMENTO 2.1

Sabiendo que la constante de disociación del ácido acético es igual a:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

recordando que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ y que $\text{pKa} = -\log K_a$. Calcule pKa para cada tubo utilizando la ecuación siguiente:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COONa}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

- a)
- b)
- c)
- d)
- e)

anote sus resultados en la tabla 4 .

TABLA 4. Constante de disociación del ácido acético a temperatura ambiente.

TUBOS	Pka	Ka (moles/L)
A		
B		
C		
D		
E		

Valor promedio: pKa = _____
 Valor promedio: Ka = _____ moles /L

EXPERIMENTO 2.2

Calcule la concentración molar corregida de NH_4Cl en cada una de las soluciones, mida su pH utilizando papel indicador de escala corta de pH, y deduzca el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

- a)
- b)
- c)
- d)
- e)

Anote sus resultados en la tabla 5.

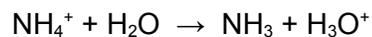
TABLA 5

TUBOS	NH_4Cl	Ph	Antilog Ph
A			
B			
C			
D			
E			

Temperatura ambiente = _____ °C

EXPERIMENTO 2.3

Sabiendo que la hidrólisis del ión amonio se realiza según la ecuación siguiente:



Deduce que su constante de hidrólisis (K_h) es igual a donde K_w es la constante de ionización del agua y K_b la constante de ionización del hidróxido de amonio. Calcule la constante de ionización del hidróxido de amonio (K_b), utilizando los datos de la tabla 5 y la ecuación siguiente:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = K_h$$

- a)
- b)
- c)
- d)
- e)

Anote los resultados en la tabla 6 :

TABLA 6

TUBOS	K_b (moles /L)
A	
B	
C	
D	
E	

Valor promedio de K_b = _____ moles / L.

BIBLIOGRAFIA

[VOLVER A ÍNDICE](#)

PRÁCTICA No. 15 “ELECTRÓLISIS DEL AGUA”

OBJETIVO

El Alumno analizará por medio de la electrólisis diferentes soluciones y determinará cuáles de ellas son iónicas.

INTRODUCCIÓN

Ley de Faraday.

El paso de una corriente de electricidad por un conductor metálico, tal como un alambre de cobre, no implica reacción química, pero el paso a través de una solución de un electrolito, se logra sólo por la pérdida y ganancia de electrones de los iones en solución. Por lo tanto el flujo de electricidad provoca cierta variación química en el electrolito que depende de la cantidad de electricidad que pasa por el circuito.

MATERIAL

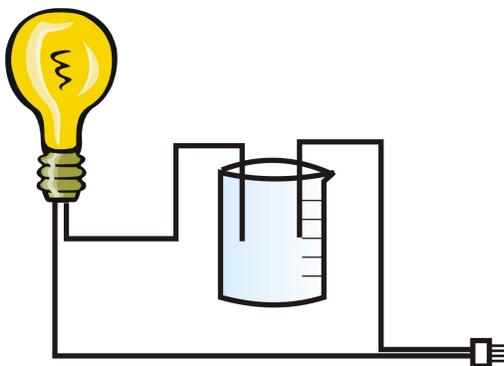
4 vasos de precipitado de 100 ml
1 agitador
1 espátula
2 m de cable núm. 14 o 16
1 socket
1 foco de 40 W
1 clavija
1 desarmador
1 pipeta graduada de 10 ml
1 balanza granataria
1 pinzas de punta

REACTIVOS

Agua destilada
3 gr. de sal común
3 gr. de azúcar
3 ml de ácido sulfúrico concentrado
3 ml de ácido acético

PROCEDIMIENTO

1. Utilizar el cable, foco, clavija y socket para armar un circuito como el del esquema:
2. Depositar 50 ml de agua destilada en un vaso de precipitado de 100 ml, e introducir los dos electrodos del cable, sin aislante, por orillas opuestas del vaso. Conectar el circuito al contacto eléctrico y observar el agua y el foco.



3. Desconectar el circuito y pesar 0.5 gr. de cloruro de sodio. Adicionar al agua este soluto y agitar hasta disolución. Introducir nuevamente los electrodos en orillas opuestas del vaso, conectar el circuito y observar.
4. Continuar adicionando cantidades de 0.5 gr. de cloruro de sodio y repetir el procedimiento anterior hasta un total de 3 gr. de cloruro de sodio en el agua. Anotar los resultados.
5. Tomar otro vaso de precipitado de 100 ml, depositar 50 ml de agua destilada y repetir el procedimiento pero utilizando azúcar hasta siete observaciones, adicionando en cada una de ellas también 0.5 gr.
6. Repetir el procedimiento en otro vaso de precipitado, utilizando sucesivamente 0.5 ml de ácido sulfúrico hasta siete observaciones (3 ml en total) , y nuevamente con 0.5 ml de ácido acético, también hasta siete observaciones (3 ml en total)

TABLA DE RESULTADOS

Soluto g/ml	NaCl	Azúcar	H ₂ SO ₄	CH ₃ COOH
0				
0.5				
1.0				
1.5				
2.0				
2.5				
3.0				

Códigos: (-) no enciende, (x) encendido débil, (xx) encendido normal y (xxx) encendido intenso

EVALUACION INDIVIDUAL

1. ¿En qué se basa el experimento para demostrar la ionización?
2. ¿Cuáles de las sustancias analizadas son iónicas y cuáles no?
3. ¿Específicamente qué significa la palabra “fuerte” en “electrolito fuerte”?
4. Tanto en cloruro de sodio sólido como en su solución acuosa existen iones sodio y iones cloruro. ¿Por qué no es conductor el cloruro de sodio sólido?
5. Según sus observaciones sobre el azúcar en cristales ¿está formado éste de moléculas neutras o de iones de carga contraria?

BIBLIOGRAFÍA

Charles Kenan Wood. (1982) Química General Universitaria. Editorial CECSA, México D.F.
Gómez DJJ, Rodríguez MNG, Vázquez SJC (2000) Prácticas de Química II. Colecciones DGETI. SEP, México, D.F.

[VOLVER A ÍNDICE](#)