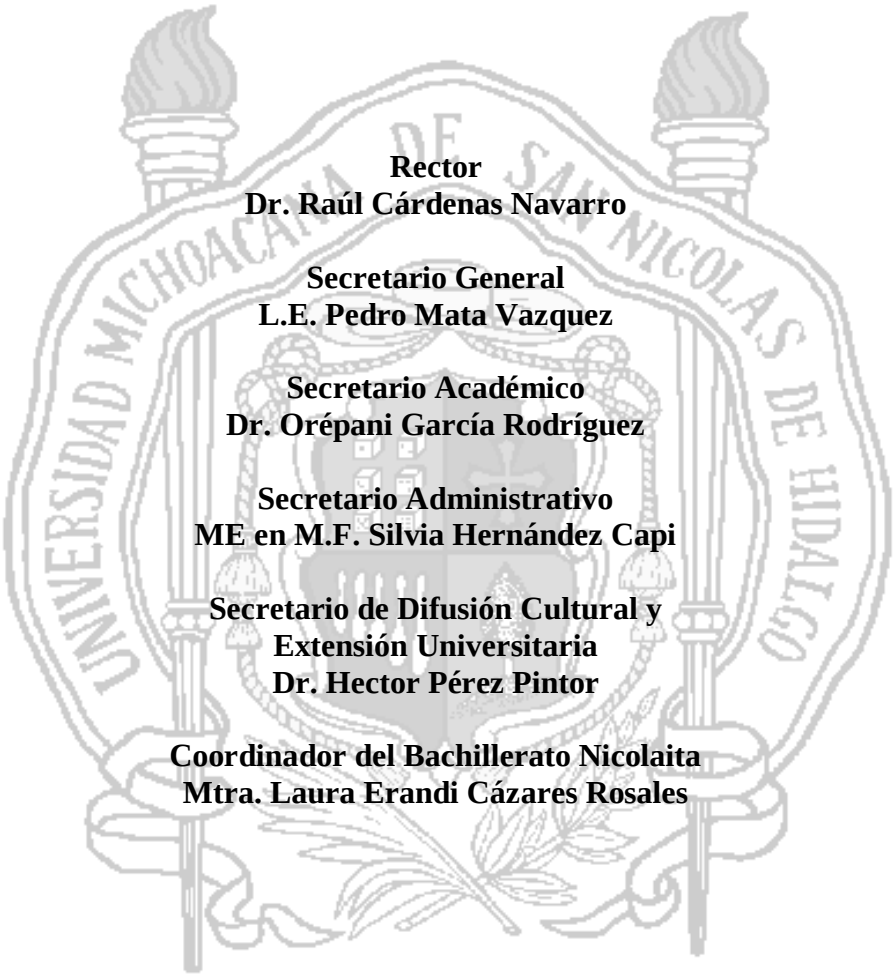
PRÁCTICAS DE QUÍMICA III
FASE PROPEDÉUTICA

División del Bachillerato: Laboratorio de Química



Rector
Dr. Raúl Cárdenas Navarro

Secretario General
L.E. Pedro Mata Vazquez

Secretario Académico
Dr. Orépani García Rodríguez

Secretario Administrativo
ME en M.F. Silvia Hernández Capi

Secretario de Difusión Cultural y Extensión Universitaria
Dr. Hector Pérez Pintor

Coordinador del Bachillerato Nicolaita
Mtra. Laura Erandi Cázares Rosales

PRÁCTICAS DE QUÍMICA III

Fase Propedéutica

PRESENTACIÓN

La impresión de este manual, ha sido posible gracias al apoyo de las autoridades universitarias. Rediseñado por Profesores de Química, se han tomado en cuenta las opiniones y observaciones hechas por técnicos académicos y profesores del área, las cuales se han hecho a través de la academia de cada una de las escuelas preparatorias. Así mismo se introducen las técnicas de micro escala en virtud de las múltiples ventajas que presentan.

Los objetivos de la asistencia al laboratorio son:

1. Usar y manejar los equipos, materiales y reactivos, haciendo énfasis en los riesgos y limitaciones que implican las prácticas de Química.
2. Comprobar algunos procesos de naturaleza fisicoquímica que hasta ahora le son desconocidos.
3. Observar y desarrollar la habilidad manual interpretativa por medio de la experimentación y el análisis de los resultados.
4. Formular observaciones y conclusiones, basadas en el Método Científico como el camino hacia el conocimiento real de los fenómenos que se suceden en la naturaleza.

Agradecimientos:

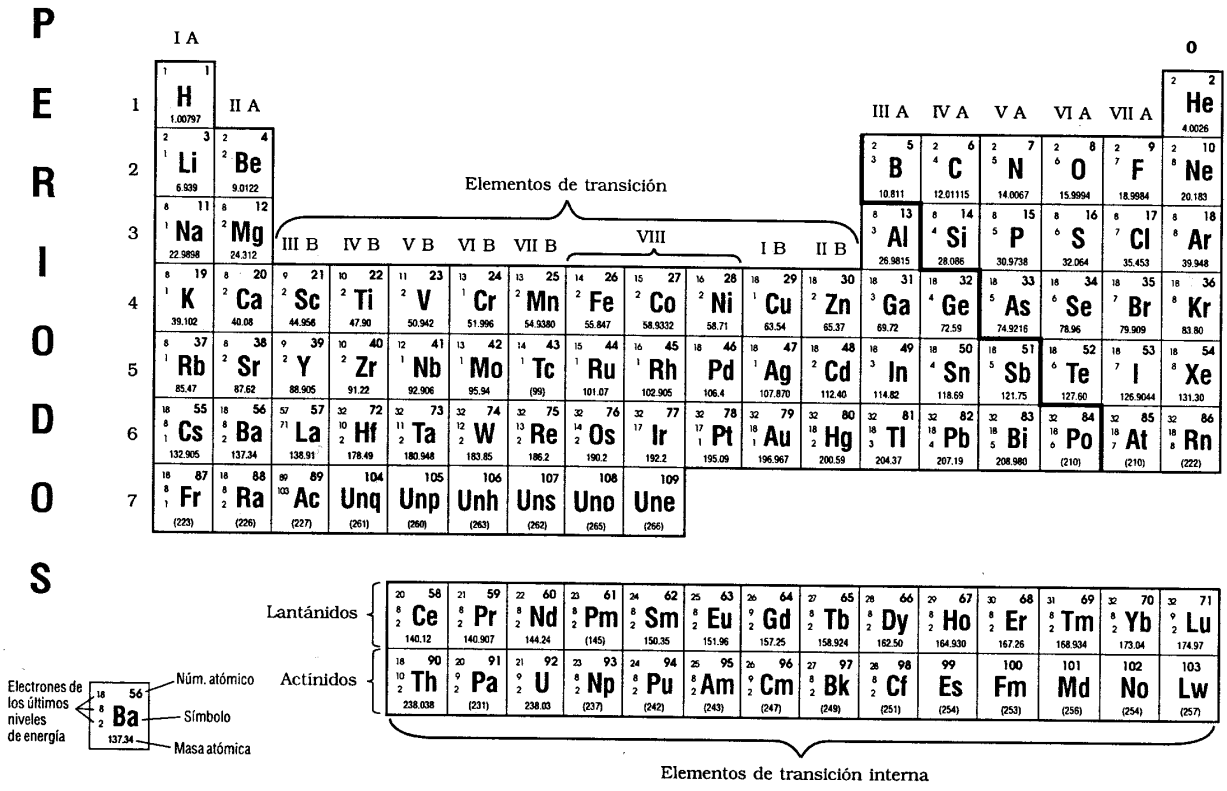
Por último, todos los que elaboramos este manual y con el objeto de situarnos dentro de las condiciones educativas más favorables a México, queremos agradecer las sugerencias recibidas y refrendar nuestra disposición para aceptar las aportaciones, tendientes al mejoramiento del mismo.

Consejo Académico de Química (1996): Q.F.B. Graciela Cárdenas Ayala, Q.F.B. Rita León Alanís, Q.F.B. Socorro Huanusto Guillén, PIQ. J. Andrés Carrillo Cortés, PIQ. Mario Mejía Vera, PIQ. Gilberto Chávez Rentería, Ing. Manuel Medina Ortiz y Q.F.B. Francisco Saucedo Rábago.

NOMBRE DEL ALUMNO_____
ESCUELA_____
SECCIÓN_____MATRÍCULA_____TURNO_____
PROFESOR_____
LABORATORISTA_____
CICLO ESCOLAR_____EVALUACIÓN_____

En caso de Emergencia avisar a: _____
Parentesco_____Dirección:_____
_____Tel:_____

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS



LISTA DE PRÁCTICAS

I. CATIONES Y ANIONES

II. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS I

III. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS II

IV. ELECTROQUÍMICA

V. PROCESOS REDOX

VI. ESTEQUIOMETRÍA I

VII. ESTEQUIOMETRÍA II

VIII. TIPOS DE SOLUCIONES

IX. SOLUCIONES VALORADAS

X. NEUTRALIZACIÓN, HIDRÓLISIS Y ELECTRÓLISIS

XI. pH , INDICADORES Y SOLUCIONES BUFFER

XII. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

REGLAMENTO DEL LABORATORIO

(PARA ALUMNOS)

1. Para tener acceso al laboratorio, es indispensable que tenga su bata blanca (de preferencia de algodón) de trabajo, de manga larga, su instructivo y sus lentes de seguridad.
2. La entrada debe de ser ordenada, así como su permanencia dentro del laboratorio.
3. Queda estrictamente prohibido ingerir cualquier tipo de alimento o bebida dentro del Laboratorio.
4. Los útiles y pertenencias que no sean necesarias en la práctica, deberán ser colocados en el lugar indicado.
5. Deberán ocupar el lugar que se les asigne en las mesas de trabajo durante todo el curso y no deberán desplazarse hacia otras mesas, ni intervenir en el trabajo de sus compañeros.
6. Se formarán equipos, con un responsable por equipo.
7. Todos los materiales, equipos y reactivos proporcionados, deberán ser utilizados de acuerdo a las indicaciones del manual de prácticas y de las recomendaciones del instructor; cualquier accidente por irresponsabilidad en el que resulten dañados material y/o equipo, deberán ser repuestos al laboratorio **por todos los integrantes del equipo** en un plazo no mayor a 8 días.
8. El ingreso al laboratorio requiere de un conocimiento previo al trabajo práctico que habrá de realizarse.
9. Durante el desarrollo de la práctica, el alumno anotará las observaciones del trabajo experimental que considere necesarias, por lo que se requiere de paciencia y capacidad de observación. Sus anotaciones, resolución de ecuaciones, diagramas, graficas, esquemas, conclusiones, etc., deberán quedar perfectamente claros y terminados en su manual de prácticas.
10. Al finalizar la práctica el equipo, material y mesa de trabajo, deberán ser entregados en perfecto estado de limpieza y en las mismas condiciones en que fueron proporcionados.
11. Para tener derecho a evaluación tanto teórica como práctica, el alumno deberá cumplir con un mínimo de 80% de asistencia. Para tener derecho a examen extraordinario deberá de cumplir con un mínimo de 60% de asistencia.
12. La calificación obtenida estará determinada por el examen departamental del laboratorio. El manual de prácticas y las asistencias son una responsabilidad que debe asumir el alumno.
13. Las faltas disciplinarias, según su gravedad, pueden ocasionar la suspensión temporal o definitiva del alumno en los siguientes casos:
    a) No prestar atención al instructor.
    b) No utilizar los reactivos, materiales y equipo, de acuerdo a las indicaciones.
    c) Negarse a reponer materiales y equipo cuando este sea destruido y/o cuando las causas sean imputables a un uso inadecuado.
    d) No observar buena conducta.
    e) Las que considere fuera de orden, el personal de laboratorio.

NORMAS DE SEGURIDAD

Para evitar cualquier imprevisto que se traduzca en accidente de trabajo, es indispensable tener siempre presentes las normas de seguridad que a continuación se enumeran:

1. Usar bata blanca dentro del laboratorio, manual de prácticas, lentes de seguridad, el cabello recogido y ropa protectora (pantalones largos y zapatos cerrados).
2. Seguir las instrucciones del Laboratorista y/o Profesor.
3. Nunca dejar sin vigilancia su equipo de trabajo.
4. Se debe utilizar la máxima ventilación posible durante la realización de las prácticas.
5. Tener conocimiento de donde se encuentran los implementos de seguridad.
6. Jamás emplear los reactivos sin tener la seguridad de que son los indicados.
7. Tener cuidado con el manejo de las sustancias proporcionadas debido a su riesgo (reactividad, inflamabilidad, toxicidad, explosividad).
8. Al calentar cualquier líquido, cuidar que la boca del tubo de ensaye, matraz o cualquier recipiente utilizado, no apunte hacia alguna persona, aplicando el calor en las paredes del recipiente y no en el fondo.
9. Nunca dejar líquidos volátiles cerca del mechero. Cuando se inflamen las sustancias contenidas en un recipiente, tapar la boca de este inmediatamente.
10. Nunca someta el material proporcionado a exceso de calentamiento, esfuerzo físico, presión, etc.
11. Para percibir el olor de alguna sustancia, no deberá hacerlo directamente sobre la boca del recipiente, es recomendable abanicar con la mano.
12. No verter agua sobre ácidos, metales alcalinos o cualquier otra sustancia que a su contacto pueda causar explosión.
13. No hacer mezclas que no hayan sido indicadas con las sustancias que estén utilizando. Los residuos sólidos deben ser desechados en el cesto de basura y los líquidos al vertedero bastante diluidos con agua o donde lo indique el Laboratorista y/o Profesor.
14. Cerciórese que las válvulas de gas estén bien cerradas cuando no se ocupen y aún antes de retirarse del laboratorio.
15. En el caso de cualquier accidente, avisar inmediatamente al Laboratorista y/o Profesor.
16. Siga siempre las indicaciones de su instructor.

Nombre y Firma del Alumno que conoce el Reglamento del Laboratorio y las Normas de Seguridad:

_____

PRÁCTICA I

CATIONES Y ANIONES

OBJETIVO GENERAL

Realizar la formación de compuestos iónicos.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las fórmulas químicas de los compuestos inorgánicos se forman a partir de unidades de iones positivos (cationes) y negativos (aniones). La unidad fórmula de un compuesto inorgánico es igual al número de valencias positivas y negativas. Para facilitar su estudio es necesario memorizar: el nombre, la fórmula y la carga iónica de cada uno de los iones más comunes.

Por ejemplo:

Fórmula del Catión	**Nombre del Catión**	**Fórmula del Anión**	**Nombre del Anión**
Ba^{2+}	Ión Bario	Cl^{1-}	Ión Cloruro
Cd^{2+}	Ión Cadmio	O^{2-}	Ión Óxido
Cu^{2+}	Ión Cobre (II)	S^{2-}	Ión Sulfuro
Sn^{2+}	Ión Estaño	CrO_4^{2-}	Ión Cromato
Sr^{2+}	Ión Estroncio	OH^{1-}	Ión Hidróxido
Fe^{3+}	Ión Hierro (III)	NO_3^{1-}	Ión Nitrato
Hg^{2+}	Ión Mercurio (II)	SO_4^{2-}	Ión Sulfato
Ni^{2+}	Ión Níquel (II)		
Ag^{1+}	Ión Plata		
Pb^{2+}	Ión Plomo (II)		

En cada fórmula se escribe primero al catión y luego al anión. Para dar el nombre del compuesto, primero se indica el anión y luego el nombre del catión.

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	**Nombre del compuesto**
$Ag^{1+}\ Cl^{1-} = AgCl$	Cloruro de Plata
$Fe^{3+}\ O^{2-} = Fe_2O_3$	Óxido de hierro (III)

Cuando la carga iónica del catión y anión son iguales se anulan, no es necesario escribirles subíndices a estos iones que componen la fórmula del compuesto porque es uno. Si es diferente la carga iónica del catión y del anión se cruzan ambas, colocándose como subíndices, con esto el número de cargas positivas y negativas se igualan.

MATERIAL	REACTIVOS		
1 Acetato	Soluciones reactivas para cationes:		
1 Lupa	Cloruro de Cadmio		**$CdCl_2$ 0.1M**
Panuelos desechables	Cloruro de Bario		**$BaCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Estaño	(II)	**$SnCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Estroncio		**$SrCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Fierro	(III)	**$FeCl_3$ 0.1M**
	Cloruro de Mercurio	(II)	**$HgCl_2$ 0.1M**
	Cloruro de Níquel	(II)	**$NiCl_2$ 0.1M**
	Nitrato de Plata		**$AgNO_3$ 0.1M**
	Sulfato de Cobre	(II)	**$CuSO_4$ 0.1M**
	Nitrato de Plomo	(II)	**$Pb(NO_3)_2$ 0.1M**
	Soluciones reactivas para aniones:		
	Ácido Clorhídrico	**HCl**	**1M**
	Ácido Sulfúrico	**H_2SO_4**	**1M**
	Cromato de Potasio	**K_2CrO_4**	**0.1M**
	Hidróxido de Sodio	**NaOH**	**1M**
	Tiocianato de Potasio	**KSCN**	**0.1M**
	Sulfuro de Sodio	**Na_2S**	**0.1M**
	Yoduro de Potasio	**KI**	**0.1M**

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO*. Realizar la formación de diferentes compuestos mediante la unión de un catión y de un anión mediante la formación de precipitados.*

Secuencia:

1.1 Colocar un acetato sobre la tabla 1.1
1.2 Adicionar una gota de cada uno de los cationes sobre el acetato, en donde indique la tabla respectiva.
1.3 Anadir una gota de cada anión sobre la gota del catión que ya se ha adicionado, teniendo cuidado de no tocar la gota con la pipeta que está en el acetato.
1.4 Observar los compuestos formados que se demuestra por la formación de un precipitado.
1.5 Anotar en la tabla 1.1 la fórmula y el nombre de cada compuesto formado, indicar con el símbolo (↓) la presencia del precipitado.
1.6 Al terminar limpiar el acetato con un pañuelo desechable.

	Pb^{2+}	Ag^{+}	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Fe^{3+}	Cd^{2+}	Sn^{2+}	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ni^{2+}
OH-										
Cl-										
I-										
S^{2}-										
CrO_4^{2}-										
SO_4^{2}-										
SCN-										

TABLA 1.1

Sello de laboratorio

División del Bachillerato: Laboratorio de Química

PRÁCTICA II

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS I

OBJETIVO GENERAL

Identificar algunos tipos de reacciones y experimentar algunos factores que influyen en la velocidad de reacción.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Existen otros tipos de reacciones. De acuerdo a su comportamiento energético son **exotérmicas y endotérmicas**; con respecto al sentido en que se efectúa una reacción se consideran **reversibles e irreversibles** y por el cambio en su número de oxidación son de **oxido reducción.**

Las reacciones químicas son procesos influenciables por factores externos que alteran la velocidad, entre éstos se encuentran: la temperatura, la concentración de los reactivos, el estado de los reactantes, la agitación y los catalizadores que se pueden definir como sustancias que aparecen en la ecuación de una reacción química y permanecen inalterables al final del proceso.

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Agitador	Ácido Sulfúrico concentrado	H_2SO_4
Algodón	Alcohol Etílico	CH_3-CH_2-OH
1 Cápsula de porcelana	Agua destilada	H_2O
1 Gradilla	Cobre en Lámina	Cu^o
1 Mechero Bunsen	Dióxido de Manganeso	MnO_2
Pajilla	S.R. Fenolftaleína 0.1%	
1 Pinzas para tubo de ensaye	S.R. Hidróxido de Calcio 0.5%	$Ca(OH)_2$
1 Pizeta	Hidróxido de Sodio	NaOH
Popotes	Nitrito de sodio	$NaNO_2$
1 Termómetro	Permanganato de Potasio	$KMnO_4$
6 Tubos de ensaye	Sulfato de Cobre Pentahidratado	$CuSO_4.5H_2O$

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Comprobar que existen reacciones químicas con desprendimiento o absorción de energía.*

Secuencia:

1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de Agua destilada en cada uno.
1.2 Tomar la temperatura del agua con un termómetro y anotarla.

1.3 Agregar a uno de ellos 0.5 g de Nitrito de Sodio, inmediatamente tomar la temperatura y anotarla.
1.4 Adicionar al otro tubo de ensaye 3 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado, tomar inmediatamente la temperatura y anotarla.

CUESTIONARIO

¿Qué temperatura registró el agua?_____

¿Cuál fue la temperatura al agregar Nitrito de Sodio? _____

¿Qué tipo de reacción es?_____

¿Cuál fue la temperatura al adicionar Acido Sulfúrico?_____

¿Qué tipo de reacción es?_____

EXPERIMENTO 2.1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Diferenciar las reacciones en base al sentido en que se efectúa una reacción.*

Secuencia:

2.1.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
2.1.2 Calentar el tubo sobre la flama del mechero, hasta que se note un cambio.
2.1.3 Dejar enfriar y observar.
2.1.4 Adicionar 1 gota de agua destilada y observar.

CUESTIONARIO

Anotar la ecuación de la reacción y los nombres de los productos formados.

¿Cuáles fueron los cambios observados?_____

¿Qué tipo de reacción es?_____

¿Por qué?_____

EXPERIMENTO 2.2

Secuencia:

2.2.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Hidróxido de Calcio al 0.5% filtrada.
2.2.2 Adicionar 1 gota de indicador de Fenolftaleína al 0.1%.
2.2.3 Soplar con ayuda de un popote, hasta que desaparezca la coloración rosa de la solución.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química que se efectúa en éste experimento y el nombre de los productos formados.

De acuerdo con los productos formados y al planteamiento del objetivo, ¿a qué tipo de reacción pertenece?_____

¿Por qué?_____

EXPERIMENTO 3.1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Observar reacciones de oxido-reducción*

Secuencia:

3.1.1 Sujetar con unas pinzas para tubo de ensaye, una lámina de Cobre y observar su color.
3.1.2 Llevarla a la flama del mechero y retirarla cuando se note una capa negra.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química que se llevó a cabo y anotar el nombre de los productos de la reacción química.

¿Por que se dice que la reacción es de oxido-reducción?_____

EXPERIMENTO 3.2

Secuencia:

3.2.1 Colocar en una cápsula de porcelana 0.5 g de cristales de Permanganato de Potasio y adicionar 10 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado.
3.2.2 Enrollar el extremo de una varilla de vidrio larga con un trozo de algodón en forma de hisopo y humedecerlo con alcohol etílico.
3.2.3 Poner el algodón húmedo en contacto con la mezcla de la cápsula de porcelana presionando ligeramente y observar qué sucede.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación química de la reacción anterior y el nombre de los productos formados.

¿Qué fenómeno se observó?_____

¿Por qué se dice que la reacción es de óxido-reducción?_____

_____

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECIFICO*. Diferenciar entre una reacción catalizada y otra sin catalizar.*

Secuencia:

4.1 Colocar en dos tubo de ensaye 0.5 g de cristales de Permanganato de Potasio a cada uno.
4.2 Adicionar a uno de los tubos, 0.5 g de Dióxido de Manganeso.
4.3 Encender una astilla de madera y dejarla en punto de ignición.
4.4 Llevar el tubo a la flama del mechero y calentar.
4.5 Introducir la astilla con punto de ignición dentro del tubo de ensaye sin tocar las paredes del tubo y reactivos hasta observar algún cambio.
4.6 Repetir los puntos 4.3, 4.4 y 4.5 de la secuencia con el segundo tubo.

CUESTIONARIO

Escribir las ecuaciones de las reacciones y el nombre de los productos formados.

¿Observó diferencias en la velocidad de las reacciones?_____

¿Son iguales los productos al final de la reacción?_____

¿Alguna de las reacciones fue catalizada?_____

Indique cuál_____

Sello de laboratorio

PRÁCTICA III

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS II

OBJETIVO GENERAL

Realizar e identificar diferentes tipos de reacciones por la forma en que se efectúan.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las reacciones químicas son procesos en los cuales las sustancias se transforman en otras diferentes.

Las reacciones químicas por la forma como se realizan se clasifican en: descomposición, combinación, sustitución simple y sustitución doble o metátesis.

Reacciones de descomposición: son aquellas en las que un solo compuesto AB se descompone en dos o más sustancias simples.

$$AB \rightarrow A + B$$

Reacciones de combinación (síntesis), cuando dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto.

$$A + B \rightarrow AB$$

Reacciones de sustitución simple, un elemento A reacciona con compuesto BC sustituye a uno de los componentes del compuesto.

$$AB + C \rightarrow AC + B \quad ò \quad AB + C \rightarrow BC + A$$

Reacciones de sustitución doble, a partir de dos compuestos AB y CD intercambian sus iones para formar dos compuestos diferentes AD y CB.

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Cazuela de barro	S.R. Acetato de Plomo 0.5%	$(CH_3\text{-}COO)_2Pb$
1 Gradilla	Ácido clorhídrico concentrado	HCl
1 Mechero Bunsen	Azufre	S^o
Pajilla	S.R. Azul de Bromotimol 0.1%	
Papel pH hydrión	Cloruro de amonio	NH_4Cl
1 Pinzas para tubo de ensaye	S.R. Cloruro de Bario 3%	$BaCl_2$
Popotes	S.R. Cloruro de Sodio 3%	$NaCl$
1 Rejilla con asbesto	Cobre en limadura	Cu^o
1 Tripie	S.R. Cromato de Potasio 0.5%	K_2CrO_4

13 Tubos de ensaye	Dióxido de de manganeso **MnO_2**
	S.R. Fenolftaleína 0.1%
	Hierro en limadura **Fe^o**
	S.R. Nitrato de Plata 1% **$AgNO_3$**
	Oxido de calcio **CaO**
	Peróxido de Hidrógeno **H_2O_2**
	S.R. Sulfato de cobre Pentahidratado 5% **$CuSO_4.5H_2O$**
	S.R. Sulfato de Sodio 0.5% **Na_2SO_4**
	S.R. Yoduro de Potasio 0.5% **KI**
	Zinc en polvo **Zn^o** Zinc en viruta **Zn^o**

EXPERIMENTO 1.1

OBJETIVO ESPECIFICO. *Realizar y observar la formación de compuestos diferentes mediante reacciones de descomposición.*

$$AB \rightarrow A + B$$

Secuencia:

1.1.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de Dióxido de Manganeso.
1.1.2 Añadir 10 gotas de Peróxido de Hidrógeno.
1.1.3 Introducir el punto de ignición de una astilla de madera al tubo sin que toque la mezcla y observar.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química correspondiente al experimento y anotar el nombre de los compuestos formados.

¿Qué elemento se desprendió?_____

¿Cómo se explica que se avive el punto de ignición de la astilla cuando se introduce al tubo de ensaye?_____

¿Porqué se dice que la anterior reacción es de descomposición?_____

_____

EXPERIMENTO 1.2

Secuencia:

1.2.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de cristales de Cloruro de Amonio.
1.2.2 Colocar una tira de papel pH hydrión previamente humedecido con agua destilada en la boca del tubo.
1.2.3 Tomar el tubo con pinzas y calentarlo ligeramente hasta que note desprendimiento de vapores.
1.2.4 Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Escribir la reacción química que se efectúa en este experimento y el nombre de los productos formados.

¿Cómo se llama el gas desprendido?_____

¿Por qué cambia la coloración del papel pH hydrion?_____

EXPERIMENTO 2.1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Identificar reacciones de combinación a partir de elementos diferentes.*

A + B → AB

Secuencia:

2.1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 1 ml de agua destilada respectivamente.
2.1.2 Soplar a uno de los tubos durante un minuto con la ayuda de un popote.
2.1.3 Agregar a los dos tubos de ensaye 3 gotas de indicador Azul de Bromotimol al 0.1% y observar la diferencia.

CUESTIONARIO

Anotar el nombre de las sustancias que intervinieron en la reacción química?_____

_____

EXPERIMENTO 2.2

2.2.1 Colocar en una cazuela de barro 0.5 g de Zinc en polvo.
2.2.2 Añadir 0.3 g de Azufre y mezclarlos.
2.2.3 Colocar la cazuela sobre la rejilla con asbesto y aplicar calentamiento directo sobre la mezcla.
2.2.4 Suspender el calentamiento en el momento en que se efectúe la reacción.
2.2.5 Observar el compuesto formado.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación química de la reacción anterior y el nombre de los productos formados.

¿Por qué se dice que la reacción es de combinación?_____

_____

EXPERIMENTO 2.3

Secuencia:

2.3.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de agua destilada
2.3.2 Añadir a cada tubo 1 gota de indicador de Fenolftaleína al 0.1%
2.3.3 Agregar a uno de los tubos 0.1 g de Oxido de Calcio.
2.3.4 Observar la diferencia.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química anterior y el nombre de los productos obtenidos.

EXPERIMENTO 3.1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Identificar por los productos obtenidos, algunas reacciones de sustitución simple.*

AB + C → AC + B ò AB + C → BC + A

Secuencia:

3.1.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Sulfato de Cobre Pentahidratado al 5%.
3.1.2 Adicionar 0.5 g de limadura de Hierro.
3.1.3 Agitar y observar.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química que se efectuó en éste experimento.

¿Cómo se llama el compuesto formado?_____

¿Qué elemento se sustituyó?_____

¿Cómo se identificó?_____

EXPERIMENTO 3.2

3.2.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.5 g de limaduras de Cobre.
3.2.2 Añadir 10 gotas de S.R de Nitrato de Plata al 1%.
3.2.3 Agitar y observar.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación de la reacción química correspondiente a éste experimento.

¿Cuál elemento queda libre?_____

¿Cómo se identifica?_____

¿Cómo se llama el compuesto formado?_____

EXPERIMENTO 3.3

Secuencia:

3.3.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de Ácido Clorhídrico concentrado.
3.3.2 Añadir una viruta de Zinc.
3.3.3 Tapar por unos instantes la boca del tubo con el dedo pulgar hasta sentir una pequeña presión.
3.3.4 Acercar el tubo con la boca tapada a al flama del mechero y destapar para escuchar una pequeña detonación.

CUESTIONARIO

Escribir la ecuación correspondiente a la reacción anterior

¿Qué sucede al acercar y destapar la boca del tubo a la flama?_____

_____

¿Por qué ocurre esto?_____

¿Cuál elemento se sustituye?_____

¿Cómo se llama el compuesto formado?_____

EXPERIMENTO 4.1

OBJETIVO ESPECIFICO*. Comprobar mediante la obtención de los productos, reacciones de doble sustitución.*

AB + CD → AD + CB

4.1.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Cromato de Potasio al 0.5%
4.1.2 Adicionar 2 gotas de S.R. de Nitrato de Plata al 1%. Observar lo ocurrido.
4.1.3 Colocar en otro tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Yoduro de Potasio al 0.5%.
4.1.4 Adicionar 2 gotas de S.R. de Acetato de Plomo II al 0.5%. Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Escribir las ecuaciones de las reacciones y el nombre de los productos formados.

¿A que tipo de reacción corresponden?_____

¿Cuáles son los elementos que se sustituyen?_____

EXPERIMENTO 4.2

Secuencia:

4.2.1 Colocar en un tubo de ensaye, 10 gotas de S.R. de Cloruro de Sodio al 3%.
4.2.2 Adicionar 2 gotas de S.R. de Nitrato de Plata al 1%. Observar lo ocurrido.
4.2.3 Colocar en otro tubo de ensaye 10 gotas de solución de Cloruro de Bario al 3%.
4.2.4 Agregar 2 gotas de Sulfato de Sodio al 0.5%. Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Escribir las ecuaciones de las reacciones y el nombre de los productos formados.

¿Cuáles son los elementos que se sustituyen?_____

¿A qué tipo de reacciones pertenecen las anteriores? _____

¿Por qué son de doble sustitución las reacciones de estos experimentos?
_____

Sello de laboratorio

División del Bachillerato: Laboratorio de Química

PRÁCTICA IV

ELECTROQUÍMICA

OBJETIVO GENERAL

Comprobar la actividad química de los metales por su desplazamiento y conocer el proceso de galvanización.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La electroquímica estudia los cambios químicos causados por una corriente eléctrica y la producción de energía eléctrica por medio de reacciones químicas.

En todas las reacciones electroquímicas se presenta transferencia de electrones entre el electrodo positivo (ánodo) y el electrodo negativo (cátodo) por ésta razón son reacciones de óxido-reducción.

Al conjunto de valores de los potenciales de oxidación de los elementos en orden decreciente según su poder reductor, se le llama "serie electromotriz". La actividad de un metal se determina por su tendencia a ceder electrones (poder reductor) en cuanto mayor sea esta, mayor será su actividad.

"Serie Electromotriz"

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Cr Fe Cd Ni Sn Pb H Cu Hg Pt Ag Au

Aumenta la actividad química ⟷ **Disminuye la actividad química**

El estudio de la electroquímica ha dado lugar a muchas aplicaciones prácticas, entre ellas la galvanización que consiste en aplicar la técnica de galvanoplastia al revestir una superficie u objeto con un recubrimiento metálico delgado y adherente, valiéndose de corriente eléctrica, siendo un ejemplo los llamados electrodepósitos (baños de oro, plata, cobre, zinc, etc.), que sirven tanto en joyería como en la industria de anticorrosivos, además para suministro de energía eléctrica en lámparas, aparatos electrónicos, autos, barcos, aviones, etc.

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Eliminador de corriente (adaptado)	S.R. Ácido sulfúrico 2 M	**H_2SO_4**
1 Clavo	Magnesio viruta	**Mg^o**
1 Vaso de Precipitados de 100 ml.	Cobre limadura	**Cu^o**
7 tubos de ensaye	Hierro limadura	**Fe^o**
	S.R. Sulfato de Cobre pentahidratado	1M **$CuSO_4.5H_2O$**
	S.R. Sulfato de Cobre pentahidratado	2M **$CuSO_4.5H_2O$**
	Zinc viruta	**Zn^o**

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Comprobar que los metales químicamente más activos desplazan a los menos activos*

Secuencia:

1.1 Tomar siete tubos de ensaye, enumerarlos y colocarlos en una gradilla.
1.2 Verter en los tres primeros, 10 gotas de una solución de Sulfato de Cobre (II) 1M.
1.3 Agregar 1 viruta de Magnesio, 1 viruta de Zinc y 0.1 g de limadura de Hierro a respectivamente.
1.4 Colocar en cada uno de los cuatro tubos restantes 10 gotas de S.R. de Ácido Sulfúrico 2M.
1.5 Enseguida adicionar a los cuatro tubos anteriores 1 viruta de magnesio, 1 viruta de zinc, 0.1 g de Hierro y 0.1 g de limadura de Cobre respectivamente.
1.6 Agitar y observar.

CUESTIONARIO

Completar y balancear las siguientes reacciones:

Tubo	
1	$CuSO_4 + Mg^o$ ----------→
2	$CuSO_4 + Zn^o$ ----------→
3	$CuSO_4 + Fe^o$ ----------→
4	$H_2SO_4 + Mg^o$ ----------→
5	$H_2SO_4 + Zn^o$ ----------→
6	$H_2SO_4 + Fe^o$ ----------→
7	$H_2SO_4 + Cu^o$ ----------→

Anotar el orden de mayor a menor desplazamiento en las tres primeras reacciones.

_____

En las cuatro reacciones restantes indicar cual metal desplaza con mayor facilidad al Hidrógeno_____ y cual no lo hace _____.

De acuerdo a lo obtenido ¿se comprobó el objetivo del experimento? _____.

¿Por qué?: _____.

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Conocer el proceso de galvanización.*

Secuencia:

2.1 Verter en un vaso de precipitados 80 ml de S.R. de Sulfato de Cobre (II) 2M
2.2 Sumergir un clavo en la solución anterior como se muestra en la siguiente figura.

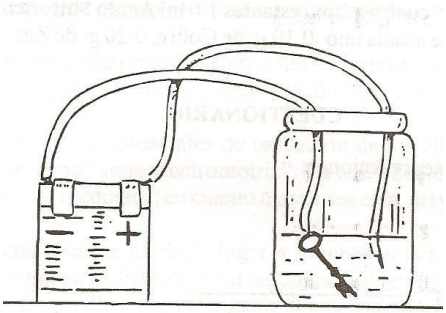


Figura 4.1

2.3 Dejar reposar 1 minuto.
2.4 Sacar el clavo y observar

CUESTIONARIO

¿Qué color tenía el clavo antes del experimento?_____

¿Qué color presenta al término del mismo?_____

¿Qué explicación se dá al cambio efectuado?_____

_____

¿Qué sucede cuando el clavo entra en contacto con el aire?_____

Sello de laboratorio

PRÁCTICA V

PROCESO REDOX

OBJETIVO GENERAL

Realizar reacciones de óxido-reducción, así como la identificar el agente oxidante y el agente reductor.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En química se dice que un elemento se oxida cuando pierde electrones y se reduce cuando los gana, todos los procesos de óxido–reducción o Redox son reacciones opuestas que ocurren simultáneamente. Es importante resaltar que el aumento total de los números de oxidación de los átomos que se oxidan, siempre es igual a la disminución total de los números de oxidación de los átomos reducidos. A este sistema se le llama pila eléctrica o batería y es de gran utilidad para la vida diaria, basta mencionar que todas las reacciones asociadas con el metabolismo son de éste tipo. En la práctica se utilizan para suministrar energía eléctrica a los automóviles, aviones y muchos otros tipos de vehículos y aparatos.

Por la importancia de estas reacciones es conveniente definir los siguientes términos:

Oxidación: Es el aumento algebraico en el número de oxidación o proceso en el que se pierden electrones.

Reducción: Es la disminución algebraica en el número de oxidación o proceso en el que se ganan electrones.

Agente oxidante: elemento que experimenta una disminución en su número de oxidación (gana electrones) y oxida otros elementos. Los agentes oxidantes siempre se reducen.

Agentes reductores: Sustancias que experimentan un aumento en su número de oxidación (ceden electrones) y reducen otras sustancias. Los agentes reductores siempre se oxidan.

Una manera muy sencilla de entender los procesos de óxido reducción, es utilizando una escala numérica para ver qué elemento se oxida, en qué medida, qué elemento se reduce y con cuánto.

OXIDACIÓN →

-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

← **REDUCCIÓN**

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Gradilla	Ácido sulfúrico concentrado	H_2SO_4
1 Mechero Bunsen	Acido clorhídrico 1:3	**HCl**
1 Pinzas para tubo de ensaye	Peróxido de Hidrógeno	H_2O_2
8 Tubos de ensaye	S.R. Cloruro de estaño al 1 M	$SnCl_2$
	S.R. Cloruro de mercurio(II) al 1M	$HgCl_2$
	S.R. Cromato de potasio al 0.01N	K_2CrO_4
	S.R. Dicromato de potasio al 0.01N	$K_2Cr_2O_7$
	S.R. Nitrato de plomo(II) al 0.01N	$Pb(NO_3)_2$
	S.R. Permanganato de Potasio al 0.1N	$KMnO_4$
	S.R. Permanganato de Potasio al 0.01N	$KMnO_4$
	S.R. Sulfuro de sodio al 0.1 N	Na_2S
	Zinc viruta	Zn^o

EXPERIMENTO 1

Secuencia:

1.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de Ácido Clorhídrico 1:3.
1.2 Agregar una viruta de Zinc.
1.3 Observar el gas que se produce.

CUESTIONARIO

Balancear por el método Redox la reacción entre el Zinc y el Ácido Clorhídrico.

$$HCl + Zn \text{ ---------- } ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

¿Qué elemento se oxidó? _____

¿Cuántos electrones perdió? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____

¿Por qué se considera reductor? _____

EXPERIMENTO 2

Secuencia:

2.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Nitrato de Plomo (II) 0.01N.
2.2 Agregar 10 gotas de S.R. de Sulfuro de Sodio al 0.1N.
2.3 Agregar 5 gotas de Peróxido de Hidrógeno.
2.4 Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Balancear por el método Redox, la reacción entre el Sulfuro de Plomo y el Peróxido de Hidrógeno.

$$PbS + H_2O_2 \text{ --------} \rightarrow PbSO_4 + H_2O$$

¿Qué elemento se redujo?_____

¿Cuántos electrones ganó?_____

¿Cuál fue el agente oxidante?_____

¿Porqué se considera oxidante?_____

EXPERIMENTO 3

Secuencia:

3.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de solución de S.R. de Cromato de Potasio 0.01N.
3.2 Verter en otro tubo de ensaye 10 gotas de solución de S.R. de Dicromato de Potasio 0.01N.
3.3 Colocar en un tercer tubo 10 gotas de solución de S.R. de Permanganato de Potasio 0.01N
3.4 Agregar 10 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado a los tubos anteriores.
3.5 Adicionar una viruta de Zinc a cada uno de los tubos. Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Balancear por el método de oxido–reducción las reacciones realizadas en éste experimento.

$$K_2CrO_4 + H_2SO_4 + Zn \text{ ----------} \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + KHSO_4 + H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Zn \text{ ----------} \rightarrow Zn\,SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + KHSO_4 + H_2O$$

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + Zn \text{ ----------} \rightarrow ZnSO_4 + MnSO_4 + KHSO_4 + H_2O$$

REACCIÓN:	**1**	**2**	**3**
¿Qué elemento se oxidó?	_____	_____	_____
¿Con cuánto se oxidó?	_____	_____	_____
¿Qué elemento se redujo?	_____	_____	_____
¿Con cuánto se redujo?	_____	_____	_____

En las reacciones anteriores ¿Cuáles fueron los agentes oxidantes?

_____

Indique el cambio de color que se observó en los agentes oxidantes.

_____

¿Qué elemento participó como agente reductor?

_____

EXPERIMENTO 4

Secuencia:

4.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Permanganato de Potasio 0.1N.
4.2 Agregar 10 gotas de Ácido Clorhídrico 1:3.
4.3 Calentar cuidadosamente.
4.4 Abanicar con la mano en la boca del tubo de ensaye para percibir el olor del gas desprendido.

CUESTIONARIO

Balancear por el Método Redox, la reacción entre el Permanganato de Potasio y el Ácido Clorhídrico.

$$KMnO_4 + HCl \text{ ----------} \rightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

¿A qué sustancia corresponde el olor del gas desprendido? _____

¿Qué elemento se oxidó?_____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor?_____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

EXPERIMENTO 5

Secuencia:

5.1 Colocar en un tubo de ensaye 10 gotas de S.R. de Permanganato de Potasio 0.01N
5.2 Agregar 5 gotas de Ácido Sulfúrico concentrado.
5.3 Añadir 10 gotas de S.R. de Sulfuro de Sodio 0.1 N.
5.4 Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Balancear por el método de óxido-reducción, la reacción entre Permanganato de Potasio y Ácido Sulfúrico y Sulfuro de Sodio

$KMnO_4 + H_2SO_4 + Na_2S \dashrightarrow K_2SO_4 + Na_2SO_4 + MnO_2 + H_2O$

¿Qué elemento se oxidó?_____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor?_____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

EXPERIMENTO 6

Secuencia:

6.1 Colocar en un tubo de ensaye 5 gotas de S.R. de Cloruro de Mercurio (II) 1M.
6.2 Agregar 1 gota de S.R. de Cloruro de Estaño (II) 1M.
6.3 Observar lo ocurrido.

CUESTIONARIO

Balancear por el método de Redox, la reacción entre el cloruro de Mercurio (II) y el Cloruro de Estaño (II).

$HgCl_2$ + $SnCl_2$ ----------→ $SnCl_4$ + HgCl

¿Qué elemento se oxido?_____

¿Qué elemento se redujo? _____

¿Cuál fue el agente reductor? _____ ¿Por qué se considera agente reductor?_____

¿Cuál fue el agente oxidante? _____ ¿Por qué se considera agente oxidante? _____

Sello de laboratorio

PRÁCTICA VI

ESTEQUIOMETRÍA I

RELACIONES MASA-MASA Y MASA-VOLUMEN

OBJETIVO GENERAL

Realizar el análisis de las relaciones cuantitativas implícitas en una reacción química.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La estequiometria (del griego: Stoicheion= Elemento y Metria= Medida) se refiere a las relaciones de peso y volumen en las fórmulas y relaciones químicas.

Son requisitos fundamentales en los cálculos estequiométricos: considerar una sola reacción para presentar los cambios que se producen y que dicha reacción sea completa y balanceada.

Las cantidades que se expresan en las relaciones cuantitativas de la reacción pueden ser gramos, volúmenes, concentraciones, moléculas, moles, etcétera.

El concepto mol indica el número de especies químicas involucradas (1 mol=6.023×10^{23}) de modo que al referirlas al peso se expresan como moléculas –gramo.

Es importante reconocer algunas de las leyes de la estequiometria como son:

1) Ley de la conservación de la masa o Ley de Lavoirsier: "En toda reacción química, las cantidades en masa de los reactivos o reactantes son iguales a la de los productos o resultantes".

2) Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust: "Cuando dos o más elementos se unen para formar un mismo compuesto, lo hacen siempre en una relación ponderal constante".

Para comprobar la ley de Lavoisier, primero se balancea la ecuación, los coeficientes de la ecuación balanceada nos indican los moles o moléculas de las sustancias consumidas o producidas en la relación y como un mol de sustancia se relaciona directamente con su peso molecular, por definición tenemos una relación de masa.

Un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4L a 0ºC y 1 atmósfera de presión, es decir, en condiciones normales tendremos una relación masa-volumen.

REACTIVO LIMITANTE: Es aquella sustancia que se encuentra en menor proporción estequiométrica.

REACTIVO EN EXCESO: Es una sustancia que está en mayor proporción estequiométrica y conviene tener siempre un exceso de tal reactivo para garantizar que se agote o consuma el reactivo limitante.

MATERIAL	REACTIVOS
1 Agitador de vidrio	Agua destilada **H_2O**
1 Balanza de precisión	Clorato de potasio anhidro **$KClO_3$**
1 Gradilla	Dióxido de manganeso anhidro **MnO_2**
1 Mechero Bunsen	Hierro en Polvo **Fe^o**
1 Pinzas para crisol	Solución jabonosa
1 Pinzas para tubo de ensaye	Sulfato de cobre Pentahidratado **$CuSO_4.5H_2O$**
1 Pinzas para bureta	
1 Probeta de 50 ml	
1 Rejilla de asbesto	
1 Soporte universal	
1 Tripié	
1 Tubo de ensaye mediano	
3 Vaso de precipitados de 100 ml	

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Obtener y determinar la cantidad de cobre como producto de una reacción.*

Secuencia:

1.1 Pesar en una balanza de precisión, lo más exacto posible un vaso de precipitados, sin retirar del platillo adicionar 2.0 g de Sulfato de Cobre y determinar la masa total.

DATOS:

Masa del vaso 1 vacío=_____g
Masa del vaso 1 con $CuSO_4.5H_2O$ =_____g

1.2 Pesar un segundo vaso y añadir 0.5 g de polvo de Hierro, precisar la masa total del vaso con Hierro y registrar éstos datos.

Masa del vaso 2 vacío=_____g
Masa del vaso 2 con Hierro=_____g

1.3 Agregar 25 ml de agua al vaso 1 que contiene el Sulfato de Cobre, calentar a flama baja hasta disolver los cristales y suspender el calentamiento.
1.4 Añadir poco a poco el polvo de hierro del vaso 2 al vaso 1 para que se lleve a cabo la reacción.
1.5 Agitar hasta que cambie el color de la solución.
1.6 Dejar enfriar hasta temperatura ambiente y agregar 2 gotas de una solución jabonosa (para que las partículas suspendidas sedimenten).
1.7 Decantar el líquido transparente.
1.8 Calentar a flama baja el vaso 1 a sequedad.
1.9 Dejar enfriar a temperatura ambiente y una vez seco y frío, determinar la masa del producto.

CÁLCULOS TEÓRICOS:
Realizar el cálculo teórico de ¿cuánto Cobre se produce?

CÁLCULOS EXPERIMENTALES:

Masa del vaso1 con el producto seco=_____g.

Masa del Producto= Masa del vaso 1 con el producto seco – masa del vaso vacío 1

Masa del producto= _____ - _____g.

La reacción efectuada es:

$$CuSO_4 + Fe^o \text{ ----------} \rightarrow FeSO_4 + Cu^o$$

¿Cuánto Cobre se produjo experimentalmente? _____ g.

¿Cuál es el reactivo limitante? _____ g.

¿Cuál es el reactivo en exceso? _____ g.

Comparar el Cobre producido experimentalmente con el teórico. Si hay diferencia explicar a que se debe.

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Calcular la estequiometria de la descomposición térmica del clorato de potasio.*

Secuencia:

2.1 Pesar en una balanza de precisión, un tubo de ensaye limpio y seco dentro de un vaso de precipitados.

Masa del tubo vacío=_____g

2.2 Pesar 0.5 g de Clorato de Potasio y 0.2 g de Dióxido de Manganeso dentro del tubo de ensaye.

Masa del tubo con la mezcla =_____g

2.3 Homogenizar la mezcla.
2.4 Colocar el tubo de ensaye en un soporte universal, a un ángulo de 45º y calentar a flama baja con el mechero. Figura (6.1)

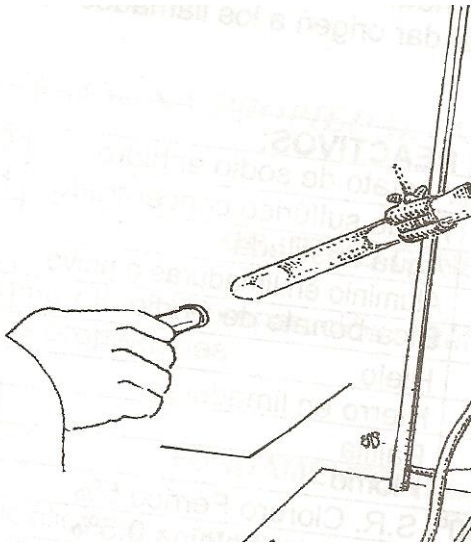


Figura 6.1

2.5 Observar cuando el sólido se funda y aumentar la flama del mechero, continuar calentando durante 2 minutos.
2.6 Dejar enfriar hasta temperatura ambiente el tubo de ensaye con la mezcla y pesar.

2.7 Repetir el calentamiento hasta un peso constante.

Masa del tubo con residuo=_____g

La reacción efectuada es:

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3\,O_2$$

¿Qué papel desempeña el Dióxido de Manganeso?_____

¿Qué nombre recibe el gas que se produce? _____

CALCULOS:

Masa del tubo con la mezcla - masa del tubo con residuo = _____ g

_____ - _____ = _____ g de O_2

Calcular la masa teórica de oxígeno y comparar con el valor experimental.

Si hay diferencia. ¿Cuáles se consideran que sean las causas?_____

_____

A temperatura y presión normales, ¿Qué volumen ocupa el gas producido?

_____

CUESTIONARIO

¿Cuántos moles de Oxígeno teóricamente se producen? _____ Moles

Tomando como base la ecuación anterior.

¿Cuántos gramos de Oxígeno teóricamente se producen?_____ g

Calcular el peso de $KClO_3$ descompuesto utilizando la cantidad de oxígeno que se produjo experimentalmente.

_____g de $KClO_3$

¿Cuántos moles de $KClO_3$ se descomponen? _____moles de $KClO_3$

Sello de laboratorio

PRÁCTICA VII

ESTEQUIOMETRÍA II

OBJETIVO GENERAL

Aplicar las relaciones cuantitativas en una reacción química para determinar su eficiencia.

FUNDAMENTO TEÓRICO

La pureza de los reactivos es una medida en porcentaje de la cantidad real de un compuesto contenido en una mezcla.

La eficiencia o rendimiento de una reacción es el grado o porcentaje de conversión de reactivos a productos. No todas las reacciones se llevan a cabo al 100%.

$$\text{Porcentaje de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real en gramos}}{\text{Rendimiento teórico en gramos}} \times 100$$

MATERIAL	REACTIVOS
1 Balanza de precisión	Ácido acético **CH_3-COOH**
1 Contratapa	Bicarbonato de sodio **$NaHCO_3$**
1 Embudo	Cloruro de estroncio **$SrCl_2$**
1 Jeringa con un tapón sellado	Sulfato de sodio **Na_2SO_4**
1 Papel filtro	
1 Pinzas para crisol	
1 Probeta de 10 ml	
2 Vasos de precipitados de 100 ml	

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Basado en la siguiente reacción, determinar la eficiencia o rendimiento.*

$$Na_2SO_{4\,(ac)} + SrCl_{2\,(ac)} \dashrightarrow SrSO_4 \downarrow + NaCl_{\,(ac)}$$

Secuencia:

1.1 Tarar un vaso de precipitados de 100ml (vaso 1), pesar 0.1 g de Sulfato de Sodio y disolver en 5 ml de agua destilada.

1.2 Calcular la cantidad estequiométrica de Cloruro de Estroncio necesario para que reaccione completamente con el Sulfato de Sodio.

CÁLCULOS:

Cloruro de estroncio necesario= _____

1.3 Tarar otro vaso de precipitado de 100ml (vaso 2), pesar el Cloruro de Estroncio calculado y disolver en 5 ml de agua destilada.

1.4 Vaciar el contenido del vaso 1 al vaso 2. Enjuagar el vaso 1 con una porción pequeña de agua destilada y vaciar de nuevo al vaso 2. Repetir una vez más este último pasó.

1.5 Observar la formación del precipitado producto de la reacción ¿A qué compuesto corresponde? _____

1.6 Doblar un papel filtro y pesarlo.

Masa del papel filtro= _____g

1.7 Colocar el papel filtro en un embudo. Filtrar con mucho cuidado el precipitado obtenido. (Desechar el liquido en la tarja)

1.8 Secar el papel filtro que contiene el precipitado.

1.9 Pesar el papel filtro con el precipitado.

Masa del papel filtro con precipitado = _____g

CÁLCULOS:

Masa del precipitado = Masa del papel filtro con precipitado – Masa del papel filtro

Masa del precipitado = _____g

Calcular la masa teórica que se produce.

Masa teórica del sulfato de estroncio = _____ g

CUESTIONARIO

¿Hubo diferencia entre el sulfato de estroncio real y teórico? _____ .

Explicar a qué se debe

_____

Calcular el porcentaje del rendimiento_____

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Determinar el peso de una sustancia obtenida en una reacción química y conocer su rendimiento.*

Figura 7.1

Secuencia:

2.1 Pesar en una balanza de precisión, 0.05 g de Bicarbonato de Sodio en una contratapa de un tamaño adecuado al tamaño de la jeringa.
2.2 Colocarla dentro de la jeringa como lo muestra en la figura 7.1.
2.3 Adicionar a la jeringa 3 ml de Ácido acético, tapar inmediatamente y observar el volumen del gas producido.
2.4 Registrar el volumen que desplazó el embolo de la jeringa, cuando ya no se libere más gas.

Masa del $NaHCO_3$:_____g

Volumen del gas: _____ ml

Temperatura ambiente _____ºC

Completar y balancear la reacción efectuada:

$$NaHCO_3 + CH_3\text{-}COOH \text{ ---------}\rightarrow CH_3\text{-}CO.ONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

¿Cuál es el nombre del gas que se produce?_____

Transformar el volumen de gas producido a condiciones normales de presión y temperatura.

Condiciones en el laboratorio:

Temperatura ambiente en ºK=_____

Presión de la ciudad= _____

Volumen del gas producido=_____ml

$T_n = 273ºK$

$P_n = 760$ mm Hg

$$V_n = \frac{T_n VP}{TP_n}$$

V_n= _____ml

Calcular la masa de éste volumen.

Masa del CO_2 = V_n (44g)/22400ml = _____ g de CO_2

Calcular su eficiencia o rendimiento.

Sello de laboratorio

PRÁCTICA VIII

TIPOS DE SOLUCIONES

OBJETIVO GENERAL

Conocer las partes de una solución, así como los diferentes tipos de soluciones químicas (mezclas).

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las soluciones tienen una amplia importancia en la química, esta se hace evidente cuando se comprende que la mayoría de las reacciones químicas que se realizan en la naturaleza, así como en la industria química, ocurren en solución.

La mayor parte de las sustancias que encontramos en nuestra vida cotidiana son mezclas generalmente de carácter homogéneo. Las soluciones y las dispersiones coloidales son parte integral de todos los seres vivos y de otras sustancias: la corriente sanguínea está casi totalmente constituida por líquido y en ella se encuentran disueltos iones, moléculas, complejos ión-molécula y especies moleculares.

Generalmente se pueden considerar cuatro tipos de soluciones, las cuales son mezclas formadas por dos fases llamadas soluto y solvente, éstas se diferencian por el tamaño del soluto.

Solución verdadera: El soluto se encuentra homogéneamente disuelto en el solvente. Es una mezcla de átomos o partículas con diámetros del orden de 0.5 a 2.5 Aº.

Suspensión: Es un sistema de soluto-solvente en los que las partículas del soluto están heterogéneamente suspendidas en el solvente.

Emulsión: Son mezclas de líquidos heterogéneos donde la fase del soluto también es un líquido.

Coloide: El tamaño de la fase sólida tiene diámetros promedio de 10 a 100 Å.

Efecto Tyndall: Es la reflexión de la luz a través de las partículas coloidales. Algunas suspensiones y emulsiones pueden llegar a presentar efecto Tyndall debido al tamaño de sus partículas.

Es posible obtener nueve tipos de soluciones:

Líquido-líquido	Gas-Gas	Sólido-Sólido
Líquido-sólido	Gas-Sólido	Sólido-Gas
Líquido-gas	Gas-Líquido	Sólido-Líquido

Tabla 8.1

MATERIAL	REACTIVOS
1 Agitador de vidrio	Aceite vegetal
1 Gradilla	Agua destilada
1 Lámpara	Alcohol Etílico **CH_3-CH_2-OH**
1 Mechero Bunsen	Almidón
1 Pinzas para tubo de ensaye	S.R. Almidón 1%
12 Tubos de ensaye	Azúcar **$C_6H_{12}O_6$**
2 vasos de precipitados de 100 ml	Barro
8 Tapones de hule	Clara de huevo
	S.R. Cloruro de sodio 1% **NaCl**
	Cloruro de Sodio **NaCl**
	Detergente 1%
	Gasolina 1:1
	Harina
	Limpiador de pisos
	Shampoo
	Sulfato de Cobre Pentahidratado en trozos **$CuSO_4.5H_2O$**
	Sulfato de Cobre Pentahidratado en cristal **$CuSO_4.5H_2O$**
	Vinagre 1:1
	Yoduro de Potasio **KI**

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Identificar los componentes principales de una solución.*

Secuencia:

1.1 Añadir en un tubo de ensaye 0.1 g de Yoduro de Potasio (tubo1)
1.2 Agregar 10 gotas de agua destilada, hasta disolver los cristales y observar.
1.3 Colocar en otro tubo de ensaye 5 gotas de Alcohol Etílico (tubo 2)
1.4 Añadir 10 gotas de agua destilada y observar
1.5 Completar la tabla 8.2

No. de tubo	Soluto Estado de agregación	Solvente Estado de agregación	Estado de agregación de la solución resultante
1			
2			

Tabla 8.2

EXPERIMENTO 2

***OBJETIVO ESPECÍFICO**: Identificar una solución verdadera por su relación soluto-solvente.*

Secuencia:

2.1 Colocar 0.5 g de barro en un vaso de precipitados. (Vaso 1).
2.2 Adicionar a otro vaso de precipitados 0.5 g de Azúcar (vaso 2)
2.3 Añadir a cada uno de los vasos de precipitados, 5 ml de Agua, agitar y anotar inmediatamente las observaciones en la tabla 8.3
2.4 Dejar reposar hasta observar cambios en las soluciones y anotarlos en la tabla 8.3

No. de vaso	EN AGITACIÓN	EN REPOSO
1		
2		

Tabla 8.3

CUESTIONARIO

¿Cuál de las dos soluciones formadas es una solución verdadera?_____

_____

¿Por qué? _____

EXPERIMENTO 3

***OBJETIVO ESPECÍFICO**: Comprobar los efectos físicos en la formación de soluciones.*

Secuencia:

3.1 EFECTO DEL MOVIMIENTO DE AGITACIÓN:

3.1.1 Colocar en dos tubos de ensaye 0.1 g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
3.1.2 Agregar 10 gotas de agua destilada a cada tubo.
3.1.3 Agitar vigorosamente uno de los tubos, el otro tubo dejarlo en reposo.
3.1.4 Observar la velocidad de dilución en cada uno de los tubos.

3.2 EFECTO DEL TAMAÑO DE PARTÍCULA:

3.2.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de agua destilada.
3.2.2 Agregar un cristal pequeño de sulfato de cobre Pentahidratado a uno de los tubos.
3.2.3 Añadir al otro tubo 0.1g de Sulfato de Cobre Pentahidratado pulverizado.
3.2.4 Agitar vigorosamente los dos tubos.
3.2.5 Observar la velocidad de disolución.

3.3 EFECTO DE LA TEMPERATURA:

3.3.1 Colocar en dos tubos de ensaye 10 gotas de Agua destilada.
3.3.2 Calentar uno de los tubos hasta ebullición.
3.3.3 Agregar a los dos tubos de ensaye 0.1g de Sulfato de Cobre Pentahidratado.
3.3.4 Observar la velocidad de disolución en los dos tubos.

CUESTIONARIO

Anote para cada caso lo observado:

Efecto de la agitación: _____

Efecto del tamaño de la partícula:
_____

Efecto de la temperatura: _____

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Preparar y diferenciar los tipos de mezclas (soluciones, suspensiones, emulsiones y coloides).*

Secuencia:

4.1 Agregar a un tubo de ensaye 0.1 g de Cloruro de Sodio.
4.2 Agregar a otro tubo de ensaye 0.1 g de Harina.
4.3 Agregar a otro tubo de ensaye 5 gotas de Aceite Vegetal.
4.4 Agregar a otro tubo de ensaye 0.1 g Almidón.
4.5 Añadir a cada tubo de ensaye 10 gotas de Agua destilada y agitar.
4.6 Calentar ligeramente el tubo con Almidón, hasta ebullición.
4.7 Anotar las observaciones en la tabla 8.4

No. de Tubo	Soluto	Solvente	Mezcla Formada

Tabla 8.4

EXPERIMENTO 5

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Identificar cada tipo de mezcla de acuerdo a sus propiedades (soluciones, suspensiones, emulsiones y coloides)*

Secuencia:

5.1 Observar las características de las sustancias proporcionadas y en la tabla 8.5 anotar las propiedades que se indican.
5.2 Pasar una lámpara por las paredes de cada tubo y observar si presenta el fenómeno de Tyndall. Anotar sus resultados en la tabla 8.5

No. DE TUBO	SUSTANCIAS	TIPO DE MEZCLAS	No. DE FASES	HOMOGENEIDAD	EFECTO TYNDALL
1	Clara de Huevo				
2	Solución de NaCl				
3	Shampoo				
4	Gasolina-Agua				
5	Solución Detergente				
6	Almidón-Agua				
7	Vinagre-Agua				
8	Limpiador de pisos				

Tabla 8.5

Sello de laboratorio

División del Bachillerato: Laboratorio de Química

PRÁCTICA IX

SOLUCIONES VALORADAS

OBJETIVO GENERAL

Preparar soluciones de concentración conocida.

FUNDAMENTO TEÓRICO

En el proceso de solubilidad existen una serie de variables como son: temperatura, presión, tamaño de iones, su carga y la interacción entre soluto y solvente.

Las soluciones de concentración conocida reciben el nombre de soluciones valoradas. La concentración de una solución es la expresión cuantitativa o cualitativa de una cantidad de un soluto disuelto en una solución determinada.

La concentración de una solución expresada cualitativamente puede ser: diluida y concentrada, también saturada, no saturada y sobresaturada.

Para expresar la concentración de manera cuantitativa existen varios métodos, por lo que se requiere contar con el equipo y material necesario para su preparación, como es la balanza analítica o granataria, matraz aforado, bureta y pipetas.

Los tipos de soluciones valoradas son:

1. Solución Porcentual: Pueden ser en volumen o masa

Porcentaje en (masa/volumen)= $\frac{\text{g de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$

2. Solución molar (M): Es el número de moles de soluto por litro de solvente.

$M = \frac{\text{moles}}{\text{L de solución}}$

3. Solución molal (m): Es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

$m = \frac{\text{moles}}{\text{Kg de solvente}}$

4. Solución normal (N): Es el número de pesos equivalentes de soluto por litro de solución.

N= Número P.E.
L de solución

P.E. para ácidos y bases= Peso molecular expresado en g
No. de H+ u OH- disponibles por fórmula unitaria

P.E. para sales = Peso molecular expresado en g
Valencia sustituida

MATERIAL	REACTIVOS	
1 Balanza de precisión	Agua destilada	H_2O
2 Tubos de ensaye grande	Carbonato de Sodio	Na_2CO_3
1 Gradilla	Oxido de Calcio	CaO
2 Matraces aforados de 100 ml	Sulfato de Sodio	Na_2SO_4
1 Matraz aforado de 250 ml		
1 Pipeta		
1 Pizeta		
1 Probeta de 10 ml		

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Diferenciar una solución diluida de una concentrada.*

Secuencia:

1.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.1 g de Oxido de Calcio.
1.2 Medir con una probeta 3 ml de agua destilada, agregar al tubo anterior y agitar hasta disolución completa (Solución A).
1.3 Colocar en otro tubo de ensaye 1 g de Oxido de Calcio.
1.4 Agregar 3 ml de Agua destilada y agitar hasta disolución completa (Solución B).
1.5 Observar y contestar el cuestionario.

CUESTIONARIO

Anotar cuál es la solución diluida_____

Y cuál la solución concentrada_____

¿Qué características presentan las soluciones?_____

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Preparar 100 ml de una solución de Sulfato de Sodio 0.1M.*

Peso fórmula de Na_2SO_4= 142.00 g/mol

Sol Molar = No. de moles expresado en gramos en 1Litro de solución.

Cálculos:

Secuencia:

2.1 Pesar un papel y tarar.
2.2 Pesar 1.42 g de Sulfato de Sodio.
2.3 Colocarlo en un matraz aforado de 100 ml.
2.4 Añadir al matraz una porción de Agua destilada para disolver el Sulfato de Sodio.
2.5 Aforar a 100 ml con Agua destilada.

EXPERIMENTO 3

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Realizar los cálculos y preparar 250 ml de una solución de sacarosa al 2%.*

Cálculos:

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECÍFICO: *Realizar los cálculos y preparar 100 ml de una solución de Carbonato de Sodio Na_2CO_3 0.1N.*

Sello de laboratorio

PRACTICA X

NEUTRALIZACIÓN, HIDRÓLISIS Y ELECTRÓLISIS

OBJETIVO GENERAL

Realizar y diferenciar las reacciones de Neutralización, Hidrólisis y Electrólisis.

FUNDAMENTO TEORICO

La Neutralización es la reacción química entre un ácido y una base que nos da como resultado la formación de una sal y agua.

En el laboratorio éste tipo de reacciones, además de ser útiles para obtener sales, nos sirve para realizar titulaciones de reactivos en solución, valiéndose de otro reactivo de concentración conocida.

Se le llama Hidrólisis a la reacción general en la que se descompone una molécula de sal por medio de agua, formándose un ácido y una base. Si ambos productos son fuertes o débiles se considera una hidrólisis falsa. Si uno es fuerte y otro es débil es una hidrólisis verdadera.

La Electrólisis es un proceso en el que se usa la electricidad para producir la ionización de un compuesto químico.

MATERIAL	REACTIVOS
2 Buretas	S.R. Ácido Clorhídrico **HCl 0.1N**
1 Convertidor de corriente alterna a continua	S.R. Ácido Sulfúrico **H_2SO_4 0.15M**
1 Pinzas para doble bureta	Agua destilada
1 Pinzas para bureta	Anaranjado de Metilo 0.45%
2 Soportes universales	Carbonato de sodio **Na_2CO_3**
4 Tubos de ensaye	Carbonato de Zinc **$ZnCO_3$**
1 Voltámetro de Hoffman	Cloruro de Sodio **NaCl**
Papel pH Hydrión	Fenolftaleína 0.5%
	S.R. Hidróxido de Sodio 0.1N **NaOH**
	S.R. Hidróxido de Sodio 0.5M **NaOH**
	Sulfato de Aluminio **$Al_2(SO_4)_3$**

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Efectuar la titulación de una solución ácida de normalidad desconocida.*

Secuencia:

1.1 Montar un aparato como lo indica la figura 10.1
1.2 Colocar en una bureta A, aforada con precisión, la solución de hidróxido de sodio 0.1N.
1.3 Verter en un vaso de precipitados de 100 ml. 20 ml. de la solución ácida de concentración desconocida.
1.4 Agregar tres gotas de anaranjado de metilo.
1.5 Colocar el vaso de precipitados bajo la bureta y dejar caer gota a gota la solución básica, agitando constantemente.
1.6 Cerrar la válvula de la bureta cuando desaparezca el color.

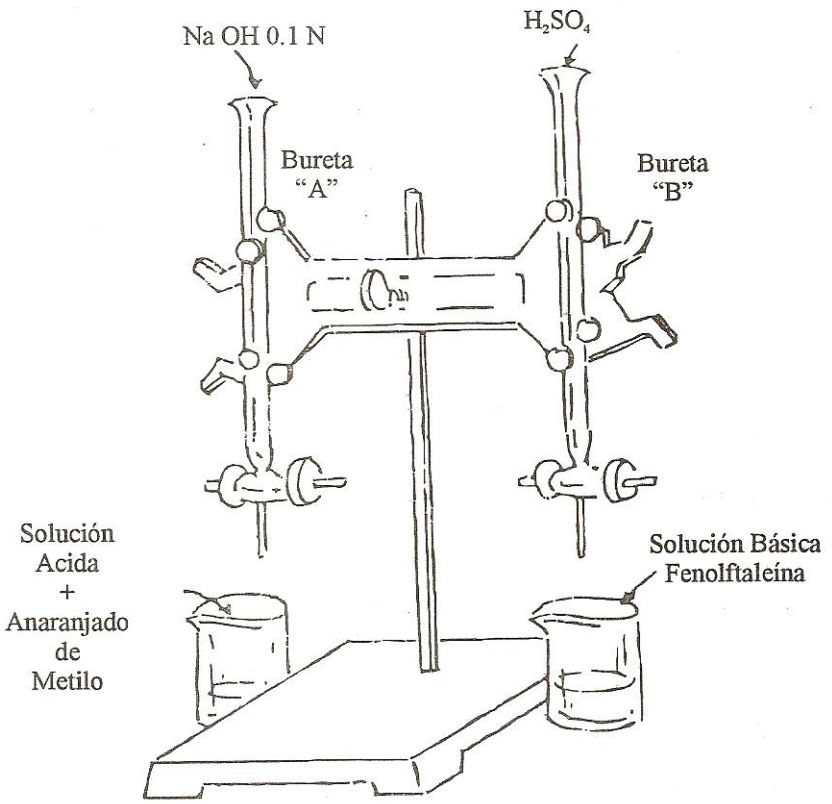


FIGURA 10.1

1.7 Observar y anotar la cantidad de hidróxido de sodio gastado
1.8 Calcular la concentración de la solución ácida. Usando la fórmula:

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

Donde:

N_1= Concentración del ácido.
V_1= Volumen del ácido.
N_2= Concentración de la base.
V_2= Volumen de la base

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Realizar la titulación de una solución básica de molaridad desconocida.*

Secuencia:

2.1 Colocar en una bureta B del aparato montado, una solución 0.15 M de ácido sulfúrico, aforado perfectamente.
2.2 Verter en un vaso de precipitados 200 ml. de una solución básica de concentración desconocida.
2.3 Agregar 3 gotas de fenolftaleína.
2.4 Colocar el vaso de precipitados bajo la bureta y dejar c caer gota a gota la solución ácida. Agitando constantemente el vaso.
2.5 Cerrar la válvula de la bureta cuando el color de la fenolftaleína desaparezca completamente.
2.6 Observar y anotar la cantidad de ácido sulfúrico gastado.

CUESTIONARIO

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se gastó?_____

Realizar los cálculos necesarios para determinar la claridad de la solución básica utilizando la fórmula.

$$M_1V_1=M_2V_2$$

Donde:

M_1 = Concentración del ácido.
V_1 = Volumen del ácido.
M_2 = Concentración de la base.
V_2 = Volumen de la base

Cálculos:

EXPERIMENTO 3

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Diferenciar experimentalmente las hidrólisis verdaderas de las falsas.*

Secuencia:

3.1 Colocar en cuatro tubos de ensaye 0.1g de sulfato de aluminio, 0.1 g de carbonato de sodio, 0.1 g de carbonato de zinc y 0.1 g de cloruro de sodio respectivamente
3.2 Agregar 1 ml de agua destilada a cada tubo.
3.3 Agitar hasta disolución completa.
3.4 Medir el pH de las soluciones, utilizando el papel pH hydrión húmedo.
3.5 Anotar los resultados en la tabla 10.1 y completarla.

Sales	**pH**	**Naturaleza de la solución**	**Hidrólisis falsa o verdadera**
$Al_2(SO_4)_3$			
Na_2CO_3			
$ZnCO_3$			
NaCl			

Tabla 10.1

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Conocer una reacción de Electrólisis*.

Secuencia:

4.1 Colocar el voltámetro de Hoffman como lo indica en la figura 10.2
4.2 Llenar con una solución de hidróxido de sodio 0.5M.
4.3 Conectar el aparato al convertidor de corriente.
4.4 Dejar pasar tres minutos. Observar lo que sucede.

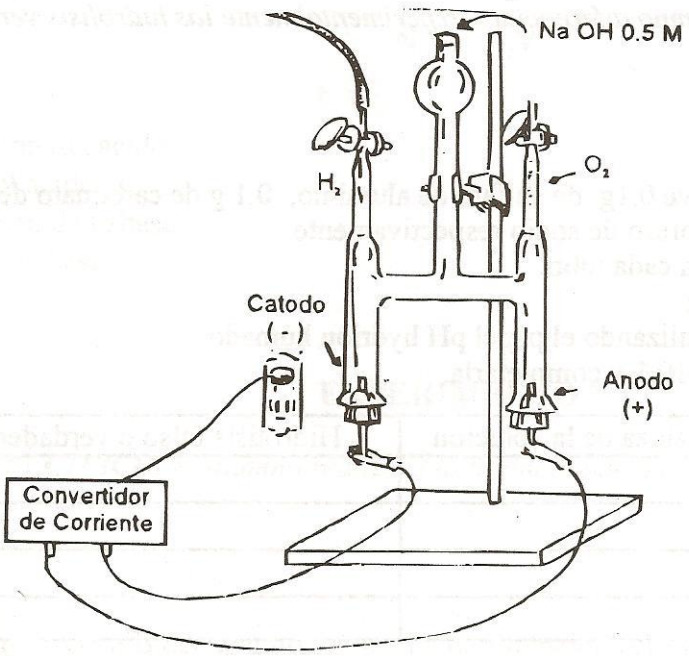


Figura 10.2

CUESTIONARIO

¿Cómo se manifiesta la descomposición del agua?_____

¿Es proporcional el volumen desplazado en ambos electrodos a la composición de la molécula del agua?_____

_____

En cuál de los electrodos se observa mayor desplazamiento_____

_____

¿A cuál gas corresponde?_____

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA XI

pH, INDICADORES Y SOLUCIONES BUFFER

OBJETIVO GENERAL

Diferenciar los indicadores ácido-base, así como las soluciones buffer.

FUNDAMENTO TEORICO

El pH, es la medida de concentración de los iones hidrógeno o hydrión de una solución, basado en una escala numérica que permite valorar la acidez de las soluciones acuosas.

La importancia de la medida y control de ésta acidez radica, en que muchas reacciones bioquímicas indispensables para la vida y otras de aplicación industrial, se realizan únicamente a un pH específico.

Para conocer el pH de una sustancia existen dos métodos: los colorímetros que utilizan que exhiben diferentes colores, dependiendo de la acidez o basicidad de la solución con la que se ponen en contacto, que se llaman indicadores y pueden estar en solución o sobre papel; y los métodos potenciométricos en los que se mide el pH con toda precisión, por medio de un aparato llamado Potenciometro o Peachímetro.

Una de las formas de controlar el pH es por medio de las soluciones Buffer o reguladoras, que son aquellas soluciones que soportan los cambios de pH cuando se diluyen o cuando se les agregan pequeñas cantidades de ácido o base; de éstas existen dos tipos: las formadas por un ácido débil mezclado con una de sus sales o las formadas por una base débil mezclada con algunas sales.

MATERIAL	**REACTIVOS**
1 Potenciometro	Acetato de Sodio **$C_2H_3O_2Na$**
26 Tubos de ensaye	Ácido Clorhídrico **HCl**
8 Vasos de Precipitados	S.R. Ácido Clorhídrico **HCl 0.1 N**
Papel pH Universal	S.R. Ácido Sulfúrico **H_2SO_4 0.15M**
Papel tornasol azul	Agua destilada
Papel tornasol rojo	Agua mineral
	S.R. Anaranjado de Metilo 0.1%
	S.R. Cloruro de Sodio 10 % **NaCl**
	S.R. Fenoftaleína 0.5%
	S.R. Hidróxido de Calcio 10% **$Ca(OH)_2$**

	S.R. Hidróxido de Sodio 30% **NaOH**
	Jugo de Limón
	Refresco de cola
	Rojo de congo 0.1%
	Rojo de metilo 0.1%
	Solución buffer pH 4
	Solución buffer pH 7
	Solución de lejía

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Conocer el uso de los indicadores en papel.*

Secuencia:

1.1 Colocar respectivamente en seis tubos de ensaye 0.5 ml. de las siguientes soluciones: Jugo de limón, ácido clorhídrico 0.1N, lejía, Hidróxido de calcio, cloruro de sodio y agua mineral embotellada.

1.2 Tomar seis trocitos de papel tornasol rojo, humedecerlos previamente en agua y poner en contacto cada uno, con las soluciones indicadas en la tabla 11.1

1.3 Observar si hay algún cambio de color y anotarlo en la tabla.

1.4 Repetir secuencias anteriores usando papel tornasol azul, papel pH universal previamente humedecido en agua y anotar en la tabla 10.1

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Conocer el uso de diferentes indicadores en solución*.

Secuencia:

2.1 Colocar 1 gota de indicador de fenolftaleína a cada uno de los tubos de las soluciones utilizadas en el experimento 1.

2.2 Observar si ocurre algún cambio de color y anotarlo en la tabla 11.1

2.3 Repetir el punto 2.1 de la secuencia con el resto de los indicadores en solución y anotarlos en la tabla.

2.4 Anotar en la tabla si las sustancias son de carácter ácido o básico

2.5 Determinar si el indicador es específico para ácidos o para bases.

INDICADORES	SOLUCIÓN						
	Jugo de limón	**HCl**	**Sol de Lejía**	**Sol Ca(OH)**	**Sol. NaCl**	**Agua Mineral**	**Indicador específico para**
Papel Tornasol rojo							
Papel tornasol azul							
Papel pH Universal							
Fenolftaleína							
Rojo de Metilo							
Anaranjado de Metilo							
Rojo de Congo							
Carácter de la sustancia							

Tabla 11.1

EXPERIMENTO 3

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Conocer el uso del potenciómetro.*

Secuencia:

3.1 Calibrar el potenciómetro con soluciones buffer pH 4 y 7
3.2 Colocar en siete vasos de precipitados 20 ml de cada una de las soluciones mencionadas en la tabla 11.2
3.3 Medir el pH de las soluciones, introduciendo el electrodo en cada una de ellas, teniendo cuidado de lavar el electrodo con agua destilada después de cada medición
3.4 Anotar los valores obtenidos en la tabla 11.2

Soluciones	Jugo de Limón	HCl 0.1N	Solución de Lejía	Solución de Ca(OH)2	Solución de NaCl	Refresco de cola	Agua mineral
pH de las Soluciones							

Tabla 11.2

CUESTIONARIO

¿Qué tan parecidos son los valores de pH obtenidos con el potenciómetro y los obtenidos con el papel pH universal?_____

_____

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Preparar y comprobar una solución buffer.*

Secuencia:

4.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
4.2 Agregar 0.5 ml de ácido acético y 0.5 g de acetato de sodio y agitar.
4.3 Medir el pH de la solución con un papel pH universal.
4.4 Dividir la solución en dos tubos de ensaye.
4.5 Añadir a uno de los tubos una gota de ácido clorhídrico concentrado.
4.6 Agregar al otro tubo 3 gotas de S.R de hidróxido de sodio al 30%.
4.7 Medir el pH de las dos soluciones con papel pH universal.
4.8 Comparar los tres valores de pH obtenidos y sacar conclusiones.

CUESTIONARIO

¿Qué valores de pH se obtuvieron?_____

¿Se alteraron mucho estos valores al agregar las soluciones ácida y básica?_____

_____

Explicar lo sucedido en base al fundamento teórico_____

_____

Sello del Laboratorio

PRÁCTICA XII

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

OBJETIVO GENERAL

Diferenciar los estados de agregación de la materia e identificar algunas formas cristalinas de los sólidos.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Las moléculas de una sustancia son unidades estructurales de los estados ñeque pueden existir las mismas. Se conocen cuatro estados de agregación: sólido, líquido, gas y plasma. El estado en el que se encuentra una sustancia está determinado primordialmente por su temperatura, lo cuál a su vez, es una medida de energía cinética de sus moléculas. Cuanto mayor sea esta energía, es decir, a mayor temperatura, será menor la tendencia de las moléculas a agruparse íntimamente entre sí.

En el estado sólido, el movimiento de las especies químicas (átomo, ión, molécula) es muy limitado, existiendo espacios muy pequeños entre ellos, dificultando esto comprimirlas, teniendo volúmenes y formas propias.

Estas especies están localizadas en posiciones definidas, unas respecto de las otras, clasificándose en *Amorfas y Cristalinas,* existiendo seis simonías de éstas últimas.

En los líquidos, estas especies tienen cierta capacidad para moverse lentamente, los espacios intermoleculares son mayores en comparación con sólidos, adoptando la forma del recipiente que lo contiene.

Los gases están formados por especies químicas que se mueven en todas direcciones a gran velocidad, entre una y otra hay un gran espacio libre ocupando de una manera total el recipiente que los contiene, dándole esta característica, la capacidad de comprimirse.

El estado plasmático se considera cuando una especie química es sometida a una temperatura superior de $2x10^7$ ºC, adquiriendo en sus electrones tanta energía, que dicha especie está constituida por iones positivos separados de los electrones.

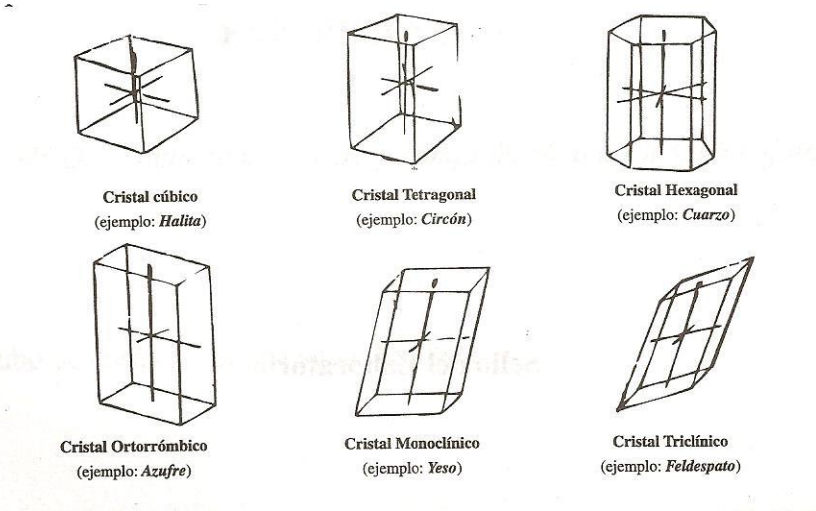


Figura 12.1

MATERIAL	**REACTIVOS**	
1 Capsula de Porcelana	Agua destilada	
1 Embudo	Azufre	**S**
1 Gradilla	Bisulfuro de Carbono	**CS_2**
1 Mechero de Bunsen	Cloruro de Sodio	**NaCl**
1 Microscopio	Hielo	
1 Papel Filtro	Sulfato de Cobre Pentahidratado	**$CuSO_4.5H_2O$**
1 Pinzas para tubo de ensaye	Urea	**NH_2-CO-NH_2**
1 Pizeta		
4 Porta objetos		
4 Tubos de ensaye		
1 Vidrio de reloj		

EXPERIMENTO 1

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Comprobar el efecto de la temperatura sobre los estados de agregación.*

Secuencia:

1.1 Colocar en una capsula de porcelana un cubo de hielo
1.2 Calentar hasta su licuefacción (fusión).
1.3 Prolongar el calentamiento hasta evaporación.
1.4 Observar y anotar en la tabla 12.1 los cambios de estado de agregación que se presentaron.

	Cambios del estado de agregación
Agua sólida + calor	
Agua líquida + calor	

Tabla 12.1

EXPERIMENTO 2

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Observar cristales de azufre obtenidos por vía húmeda*.

Secuencia:

2.1 Colocar en un tubo de ensaye 0.1 g de azufre.
2.2 Añadir 1 ml de bisulfuro de carbono (cuidar que el mechero este apagado).
2.3 Frotar con las manos el tubo para calentarlo durante 2 minutos (no calentar con la flama del mechero)
2.4 Filtrar recibiendo dos gotas del filtrado en un portaobjetos, y el resto en un vidrio de reloj.
2.5 Dejar que se volatilice el bisulfuro de carbono (usar campana de extracción)
2.6 Observar al microscopio, los cristales formados y compararlos con las singonías anteriores.

CUESTIONARIO

Los cristales que se observan, ¿A qué sistema cristalino pertenece?_____

_____

EXPERIMENTO 3

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Observar cristales de cloruro de sodio.*

Secuencia:

3.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
3.2 Calentar ligeramente el tubo.
3.3 Agregar 0.6 g de Cloruro de sodio Q.P. agitar hasta disolver.
3.4 Colocar una gota de la solución en un porta objetos y esperar 5 minutos.
3.5 Observar al microscopio los cristales formados

CUESTIONARIO

Los cristales observados, ¿a que sistema cristalino pertenecer?_____

_____

EXPERIMENTO 4

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Observar cristales de sulfato de cobre Pentahidratado.*

Secuencia:

4.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
4.2 Calentar ligeramente el tubo.
4.3 Añadir 0.6 g de sulfato de cobre Pentahidratado.
4.4 Agitar hasta su disolución.
4.5 Vaciar 1 gota sobre el portaobjetos y esperar 5 minutos.
4.6 Observar al microscopio los cristales.

CUESTIONARIO

Los cristales observados, ¿A qué sistema cristalino pertenecen?_____

EXPERIMENTO 5

OBJETIVO ESPECÍFICO. *Observar un cristal polimórfico octaédrico*.

Secuencia:

5.1 Colocar en un tubo de ensaye 1 ml de agua destilada.
5.2 Calentar ligeramente el tubo.
5.3 Añadir 0.6 g de cloruro de sodio Q.P. y 0.6 de urea.
5.4 Agitar hasta su disolución.
5.5 Vaciar 1 gota sobre el porta objetos y esperar 5 minutos.
5.6 Observar al microscopio los cristales.

CUESTIONARIO

Realizar un dibujo del cristal observado.

EXPERIMENTO 6

Se sugiere la elaboración de un cristal cúbico de cloruro de sodio utilizando el material didáctico apropiado (palillos, esferas de unicel, plastilina etc.). Toma como base la figura 12.1.

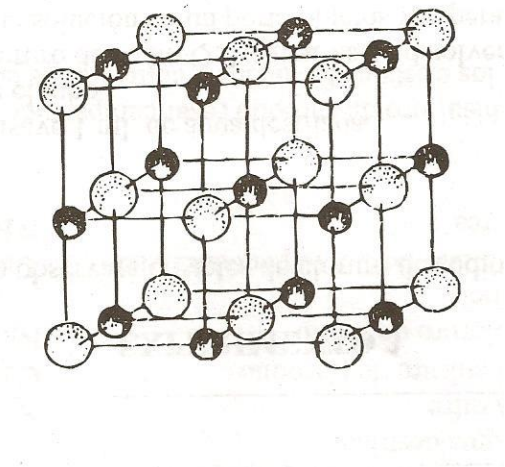


Figura 12.1

Sello del Laboratorio

BIBLIOGRAFÍA

CARRILLO, CHÁVEZ MYRNA, *MICROESCALA* Prentice Hall 4ta edición 2002

CARRILLO, CHÁVEZ MYRNA *MICROESCALA. QUÍMICA GENERAL MANUAL DE LABORATORIO* Pearson Prentice Hall 2002

DEVORE G., MUÑOZ MENA, E. *QUÍMICA ORGÁNICA*. México Publicaciones Cultural, S.A. 1999.

DOMINGUEZ JORGE, *EXPERIMENTOS DE QUIMICA*. México.

OCAMPO G. A.; FABILA F.; GUTIÉRREZ J.M.; JUÁREZ CALDERON R.; MONSALVO VÁZQUEZ Y V.M. RAMIREZ REGALADO. *PRACTICAS DE QUIMICA I Y II*. México. Publicación Cultural, S.A. 1988.

ROMERO R.E. *PRÁCTICAS DE QUÍMICA INORGÁNICA*. México. Ed. Universitaria U.M.S.N.H.,1982.

S.E.P. *PRÁCTICAS Y RESUMENES DE QUÍMICA INORGÁNICA PARA LA ENSEÑANZA MEDIA*: La Probeta. México.

VITORIA, EDUARDO. *PRÁCTICAS QUÍMICAS*. México. NACIONAL.

VILLAREAL FIDEL R.J. *EXPERIMENTOS DE QUÍMICA: TEMAS BÁS*ICOS. México. ANUIES.