Facultad de Estudios Superiores
Acatlán

TALLERES Y LABORATORIOS DE LICENCIATURA

PROGRAMA DE INGENIERÍA CIVIL

MANUAL DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE QUÍMICA

FESA PAL IIC QU

ELABORÓ:	PROFESORA	*Mtra. Ma. Andrea Suárez García*
REVISIÓN TÉCNICA:	JEFE DE SECCIÓN	*Mtro. Alan Kistoffer Benitez Angeles*
	COORDINADOR DEL PROGRAMA	*Ing. Ricardo García Valdivia*
REVISIÓN DE GC:	RESPONSABLE DE GESTIÓN DE LA CALIDAD	*Esp. Fanny Maricela Bernal Herrera*
AUTORIZÓ:	REPRESENTANTE DE LA DIRECCIÓN / COORDINADORA DE SERVICIOS ACADÉMICOS	*Lic. Sara Luz Alvarado Aranda*

Fecha de Emisión: 2025.02.05

CONTENIDO

Número de sesión práctica	Nombre	Página
1	Cambios de estado de la materia	3
2	Estudio de la reactividad de metales en Ingeniería Civil	11
3	Enlaces químicos	16
4	Determinación Química cualitativa de la calidad del concreto	23
5	Reacciones químicas	28
6	Diferencia entre disoluciones empíricas y valoradas	40
7	Acidez y alcalinidad	52
8	Corrosión, oxidación y electroquímica de los metales	59
9	Obtención de bakelita (polimerización)	68

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Código: FESA PAL IIC QU Fecha de emisión: 2025.02.05 Revisión: 13

SESIÓN PRÁCTICA No. 1
CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA

1. OBJETIVO

El alumno identificará los estados de agregación de la materia, observando los cambios de estado mediante la realización de procesos de evaporación, condensación, sublimación, solidificación, licuefacción y cristalización de diferentes sustancias.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

La transformación de la materia puede ocurrir de dos maneras distintas: física y de naturaleza química; en la primera la sustancia conserva las propiedades que le permiten ser identificada como la sustancia original sometida al estudio, mientras que en la segunda la sustancia original se convierte en otra o en otras sustancias distintas a ella, esto es, existe un rearreglo atómico: ocurre una reacción química. Como ejemplo del primer caso tenemos la condensación del agua en la atmósfera para formar nubes y el segundo podemos visualizarlo al quemar un trozo de papel, en donde la celulosa (compuesto orgánico) se transforma en energía luminosa y calorífica y en bióxido de carbono por la presencia del oxígeno del aire.

A nivel industrial, las transformaciones físicas se conocen como operaciones unitarias, mientras que los cambios químicos se denominan procesos unitarios.

El estudio de los estados de agregación de la materia es parte fundamental del laboratorio de química, ya que nos permite conocer científicamente su comportamiento así como los fenómenos físicos a los que en este caso estén sujetos por su interacción con factores ambientales o artificialmente creados, tales como la presión y la temperatura.

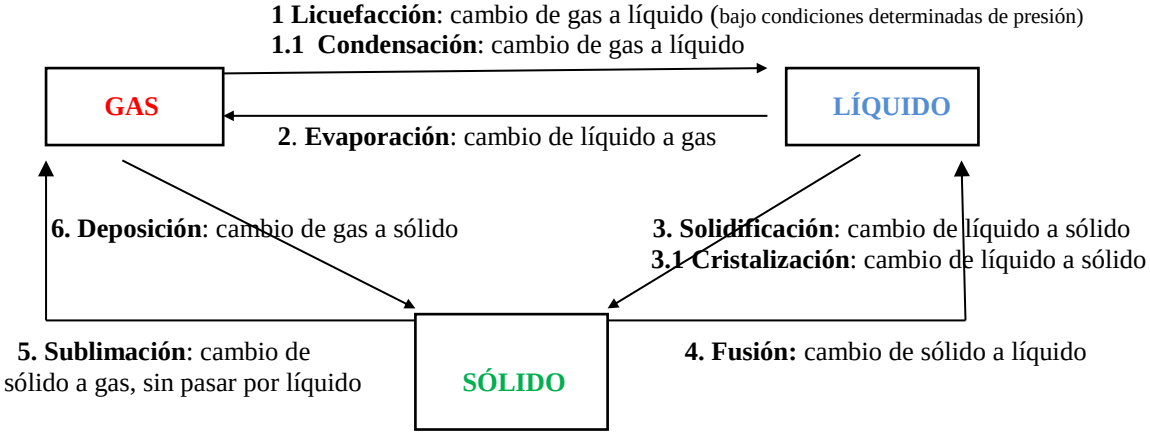


Figura 1. Cambios de estado de la materia.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

3. EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

3.1 EVAPORACIÓN Y CONDENSACIÓN

Material	Reactivos	Equipo
Soporte Universal 2 vasos de precipitados de 100 ml Pinzas para refrigerante Termómetro Manguera de látex	Agua Alcohol etílico ($C_2 H_5 OH$) Papel pH con escala de medición	Aparato de destilación (matraz, refrigerante, conexiones de vidrio) Calentador c/ termostato y camisa de protección

3.2 SUBLIMACIÓN, DEPOSICIÓN Y CRISTALIZACIÓN

Material	Reactivos
2 vasos de precipitados de 100 ml Vidrio de reloj Mechero Recipiente de aluminio (baño maría) Lupa Varilla de vidrio	Agua Hielo Sal (NaCl) Paradiclorobenceno

3.3 SOLIDIFICACIÓN Y PUNTO DE FUSIÓN

Material	Reactivos
Soporte universal Parrilla eléctrica Tubo capilar Liga Termómetro	Parafina Agua

3.4 SOLIDIFICACIÓN Y PUNTO DE FUSIÓN

Material	Reactivos
Soporte universal Parrilla eléctrica Tubo capilar Liga Termómetro	Parafina Agua

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 EVAPORACIÓN Y CONDENSACIÓN

4.1.1 Procedimiento

Nota: El Profesor se encargará de efectuar el experimento que será demostrativo para los alumnos, y que consiste en:

I.- Montar el aparato como se muestra en la Fig.1.2.

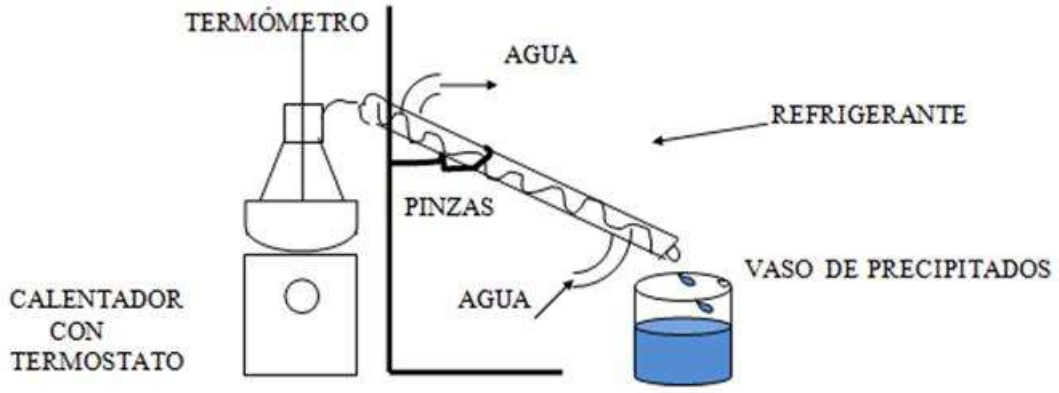


Figura1.2. Evaporación y destilación

II.- Llene la siguiente tabla con la investigación previa sobre el punto de ebullición del etanol y con la observación en el proceso de destilación.

Punto de ebullición Etanol	
Teórico	Practico

III.- Colocar 50 mL de alcohol y 50 mL de agua en el matraz, calentar y observar la temperatura a la cual comienza la evaporación de la disolución, mantener esta temperatura hasta obtener 20 mL de líquido recolectado y dejar de calentar.
IV.- Observar durante el proceso de evaporación lo que le ocurre al vapor producido durante su paso por el refrigerante.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

V.- Al líquido recolectado en el vaso de precipitados, observe su color, aprecie el olor, y determine el pH.

4.1.2 Cuestionario

1. ¿Cuál de las dos sustancias empezó a evaporarse al aplicar calor?. Explique su respuesta.
2. ¿Qué cambio físico se observó en el refrigerante?. Explique su causa.
3. De la apreciación obtenida en el inciso III, explique, ¿para qué sirve la aplicación del proceso de evaporación y condensación?
4. ¿Cómo se logra la licuación del aire?

4.2 SUBLIMACIÓN Y DEPOSICIÓN

I.- Con una lupa observe la pizca de paradiclorobenceno, después introdúzcala dentro del vaso de precipitados, y coloque encima de este, el vidrio de reloj conteniendo un pequeño trozo de hielo. (Fig. 3). Observe lo que ocurre después de 5 min.
II.- Observe con la lupa la sustancia en la base del vidrio de reloj.

NOTA: Recolectar el paradiclorobenceno en el recipiente indicado por el profesor.

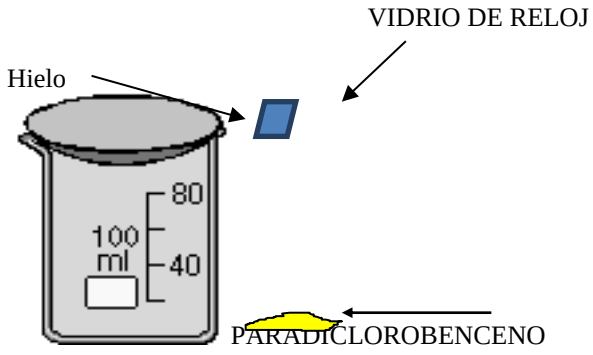


Figura1.3.Sublimación y Deposición.

4.2.2 Cuestionario

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

1. ¿Qué le ocurre, al término de 5 min. a la cantidad de paradiclorobenceno? Explique su respuesta.
2. ¿Qué sustancia se deposita en el vidrio de reloj?
3. ¿Se observó la formación de líquido?
4. ¿En qué parte del proceso ocurre la sublimación y en cuál otra ocurre la deposición?
5. ¿Cuál es la diferencia de la sustancia observada con la lupa: la que había originalmente en el vaso de precipitados y la que se observó en la base del vidrio de reloj? ¿A qué se debe ésta diferencia?

4.3. CRISTALIZACIÓN

4.3.1 Procedimiento

I.- Colocar en el recipiente de aluminio, hielo picado con sal, y al centro de éste un vaso de precipitados conteniendo 20 mL de agua a temperatura ambiente, (Fig. 1.4), a la que aplicará agitación girando en ambos sentidos el vaso de precipitados, observa lo que ocurre después de 5 min. SI NO SE OBSERVA cambio alguno, agregar una pizca de hieloal interior del vaso, observe el resultado.

II.- Observa nuevamente con una lupa una pequeña muestra de la sustancia que está en el vaso de precipitados después de 5 minutos, y de la de hielo que está en el recipiente de aluminio.

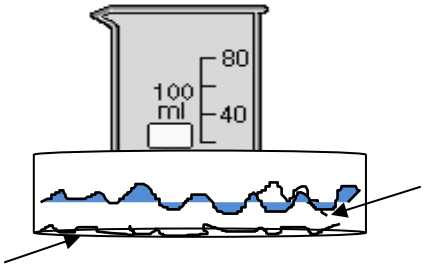


Figura1.4. Cristalización

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.3.3 Cuestionario

1.- En el inciso I, indique qué cambio de estado se verifica.
2.- ¿Para qué se agrega sal al hielo?
3.- ¿Por qué es importante agitar en forma circular el agua en el inciso I?
4.- ¿Cuál es la diferencia de las sustancias observadas con la lupa, respecto a las originales y a qué se debe esta diferencia?

4.4 SOLIDIFICACIÓN Y PUNTO DE FUSIÓN

4.4.1 Procedimiento

I.- Armar el dispositivo para la determinación del punto de fusión como se indica en la fig. 5. Observar y anotar la temperatura a la cual se modifica el estado físico de la parafina contenida en el capilar cuando se aplica calor, repetir la operación con otros dos capilares, y calcular el promedio de la temperatura (resultado final).

NOTA: No tirar los capilares, se deben regresar junto con el material de laboratorio.

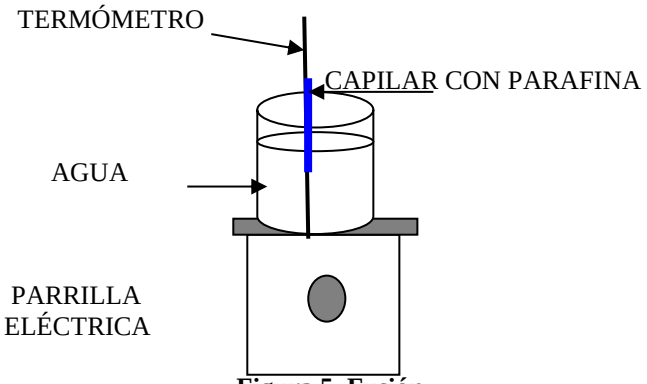


Figura 5. Fusión.

4.4.2 Cuestionario

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

1. ¿Cuáles son los cambios de estado que se observan en la muestra de parafina cuando se encuentra en las condiciones del inciso I?
2. ¿Qué sucede a nivel molecular para que se efectúe cada uno de estos cambios de estado al aplicar calentamiento?
3. Escriba la definición de punto de fusión.
4. ¿Cuál fue el punto de fusión de la parafina utilizada?

Punto de Fusión Parafina	
Teórico	Practico

5. Si se observa diferencia entre el valor teórico y el obtenido experimentalmente ¿a qué se debe?
6. ¿Para qué sirve conocer el punto de fusión de las sustancias?

4.5 ELIMINACIÓN DE RESIDUOS.

1.- Tirar a la tarja los 20 mL de destilado.
2.- Devolver el paradiclorobenceno al recipiente indicado por el profesor.
3.- Devolver los capilares con parafina al profesor.

5. **RESULTADOS**
No aplica

6. **CONCLUSIONES**
No aplica

7. **FUENTES DE CONSULTA**

7.1 QUÍMICA.
Gregory R. Chopin; Bernard Jaffe.
Ed. Publicaciones Cultural, S:A.
México, 1978.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

7.2 FUNDAMENTOS DE QUÍMICA.
F.Brescia; J. Arents; Herbert Meislich
Cía. Editorial Continental, S.A. de C.V.
España, 1979.

7.3 INTRODUCCIÓN A LOS PRINCIPIOS DE QUÍMICA
John R. Holum
Ed. Limusa. Noriega Editores.
México, 1997.

7.4 QUÍMICA GENERAL.
Jean B. Umland; Jon M. Bellama
Ed. International Thomson Editores
3ª. Edición. México, 2000.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 2
ESTUDIO DE LA REACTIVIDAD DE METALES UTILIZADOS EN INGENIERÍA CIVIL

1. OBJETIVO

El alumno conocerá y determinará la reactividad de metales utilizados en los procesos de construcción en el campo de la Ingeniería Civil, utilizando la información que le proporciona la tabla periódica, y la observación del comportamiento de dichos materiales en las reacciones químicas a realizar.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

En las diferentes áreas de aplicación de la Ingeniería Civil, es muy importante el uso de metales para la elaboración de las varillas y vigas de acero utilizadas en los diferentes procesos de construcción y diseño de estructuras, también en los recubrimientos de tuberías para evitar su oxidación y por tanto la contaminación del agua potable en las redes de abastecimiento, el concreto pretensado integrado por acero, se utiliza en la construcción de puentes y en las dovelas que conforman los túneles, también evitan el deterioro y las fugas en la red de alcantarillado.

Se han implementado otros materiales como es el uso de PVC y resinas, pero los metales que siguen presentando gran utilidad en las áreas mencionadas son: magnesio, fierro, cobre, zinc, aluminio, entre otros, su uso se ha definido en base a la reactividad que presentan y ésta última se conforma a partir de la información que nos proporciona la tabla periódica y las respectivas propiedades periódicas, por lo que es necesario recordar la siguiente información.

Durante mucho tiempo, los científicos observaron que algunos elementos químicos tenían apariencia o comportamientos parecidos, por lo que supusieron que debía existir alguna característica en común que permitiría ordenarlos.

Investigadores como Johann W. Dobereiner, John Alexander Newlands, Ivan Dimitri Mendeleiev y Henry G. J. Moseley, llevaron a cabo diferentes clasificaciones, y a través de sus investigaciones se descubrió que las propiedades de los elementos, eran función periódica de sus pesos atómicos; que la actividad química de ellos disminuía a medida que aumentaba su peso atómico y que el peso del elemento intermedio, era el promedio de los otros dos. También se descubrió con el uso de rayos X que el número de protones variaba de un elemento a otro de u manera progresiva, así se llegó a la conformación de la tabla periódica de los elementos, con la que se obtiene la siguiente información:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Número atómico, símbolo del elemento, nombre del elemento, masa atómica, valencia, estado de agregación, punto de ebullición, punto de fusión, densidad, estructura cristalina, radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, calor de vaporización, conductividad eléctrica, conductividad térmica, propiedades ácido-básicas, carácter metálico, lista de isótopos radioactivos, configuración electrónica.

Propiedades periódicas.

1. Radio atómico: Distancia del núcleo al nivel más externo en un átomo.
2. Energía de ionización: Es la energía requerida para quitar un electrón a un átomo gaseoso neutro de un elemento en estado fundamental. Los datos se proporcionan en kcal/mol o bien kJ/mol.
3. Afinidad electrónica: Es el cambio de energía asociado con el proceso en el cual se agrega un electrón a un átomo gaseoso en su estado fundamental.
4. Electronegatividad: Es la capacidad que tiene un átomo para atraer el par electrónico de un enlace.

3. EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

ELECTRONEGATIVIDAD Y ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Material	Reactivos	
Gradilla 5 tubos de ensaye 5 pipetas graduadas de 5 ml.	Disoluciones de: Hidróxido de sodio 2% Ácido sulfúrico 2 % Sulfato de cobre ($CuSO_4$) al 2% Nitrato de plata ($AgNO_3$) al 2% Nitrato de plomo [$Pb(NO_3)_2$] al 2%	Fragmentos de: Magnesio (Mg), cobre (Cu), fierro (Fe), aluminio (Al), zinc (Zn), plomo (Pb)

4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 UTILIDAD DE LA TABLA PERIÓDICA

Revisa la información proporcionada en la clase teórica de la asignatura de Química y utilizando la tabla periódica contesta las siguientes preguntas.

1. Ubica en qué período se encuentran el magnesio, fierro, cobre, zinc, y aluminio y determina cuál es su diferencia en su radio atómico:
   a) Enlista de mayor a menor los metales indicados de acuerdo a su radio atómico.
   b) ¿Qué metal tiene mayor grado de oxidación?
   c) ¿De qué otras propiedades dependen las características de los elementos?

2. Consulta la definición de electronegatividad y anota cuál es su valor de dicha propiedad para cada uno de los metales citados, y contesta lo siguiente:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

a) ¿Cuál pierde más fácilmente electrones considerando su posición por período y luego por grupo?
b) Indica en orden de mayor a menor cómo es su grado de oxidación.

3. Con la información anterior

a) ¿Podrías determinar por qué se utiliza en la construcción de varillas el metal fierro en lugar de cobre o aluminio?
b) ¿Cuál elemento se oxida más fácilmente el fierro o el aluminio? ¿Por qué?

4. ¿Por qué se prefiere el zinc en lugar de cobre para elaborar tubos de fierro galvanizado?

5. ¿Por qué se utiliza el magnesio en el recubrimiento de estructuras marítimas?

6. Consulta el peso atómico del aluminio, cobre y fierro, así como su dureza, de acuerdo con estos datos ¿por qué se utiliza fierro para la obtención de acero en la producción de vigas?

4.2 ELECTRONEGATIVIDAD Y ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

I.- Etiquetar cada tubo de ensayo con cada una de las disoluciones que se va a emplear y colocar 1 ml. de c/u de éstas, en el tubo correspondiente.

II.- Adicionar un fragmento de metal sin agitar de la forma que se indica en la tabla siguiente, de manera que si se tienen 5 tubos de ensayo, será necesario llevar a cabo primero las observaciones con magnesio, luego colocar las diferentes disoluciones a desechar en los recipientes indicados por el laboratorista así como los fragmentos del magnesio, **lavar los 5 tubos** y proceder de la forma ya explicada con cada uno de los metales:

	Mg	Fe	Cu	Zn	Al
NaOH H_2SO_4 ($CuSO_4$) ($AgNO_3$) [$Pb(NO_3)_2$]					

III.-Observa la disolución con el metal durante dos minutos y anota tus observaciones (la coloración que adquiere cada fragmento, cuáles elementos modificaron su color, cuáles fueron desplazados, etc.,).

Cuestionario

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

1. ¿Cuál metal es el más adecuado para colocar en infraestructura marítima que pudiera proteger al concreto?
2. ¿Qué metal es el más adecuado para utilizarlo en una estructura expuesta a la lluvia ácida?
3. ¿Es rentable utilizar tubería de plata en lugar de cobre para instalaciones hidráulicas?
4. ¿En la protección catódica del fierro cuál es el metal más adecuado por funcional y barato: el magnesio o el zinc?
5. ¿Es recomendable continuar utilizando piezas de plomo en instalaciones hidráulicas?

4.3. ELIMINACIÓN DE RESIDUOS.

Al terminar y ya recolectadas las disoluciones de desecho y los materiales utilizados en los recipientes indicados por el laboratorista, este último se encargará de:
1.- Combinar con 1 ml HCl 0.1 M, el contenido de cada uno de los tubos de ensaye con los productos que se obtuvieron de la reacción entre NaOH y cada uno de los metales (Mg, Fe, Cu, Zn, Al) y con respecto a los que contienen ácido sulfúrico H_2SO_4 y cada uno de los metales ya mencionados,combinarlos con 1 ml NaOH 0.1 M.
2.- Filtrar el contenido de cada uno de los tubos, desecharlo el líquido al drenaje. Dejar a la intemperie el residuo en el papel hasta que seque y posteriormente guardarlo en el recipiente asignado.

3.- Filtrar cada producto obtenido de la reacción de las disoluciones de $CuSO_4$, $AgNO_3$ y Pb $(NO_3)_2$ con cada uno de los metales, y el líquido desecharlo en el drenaje, luego a cada grupo de residuos dejarlos secar y guardar en recipientes etiquetados (que no sean de aluminio), por separado.

4.4. INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR).

5. RESULTADOS
No aplica

6. CONCLUSIONES
No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 QUÍMICA INORGÁNICA MODERNA.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

G. F. Liptrot
Edit. C. E. C. S. A. 1992.

7.2 QUÍMICA
Bonnet Romero Florencia; Delgado Mtz. Mariano
Edit. Harla Oxford University Press. 1993.

7.3 QUÍMICA, laboratorio a tu alcance
Madrigal T. Ma. Eugenia
Edit. Adin. 1994.

7.4 QUÍMICA. CURSO PREUNIVERSITARIO
Madras S.; Straton J.
Edit. Mc Graw Hill. 1990.

7.5 QUÍMICA.
Chang Raymond.
Edit. Mc Graw Hill. 1999.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 3
ENLACES QUÍMICOS

1. OBJETIVO

El alumno identificará los diferentes tipos de enlaces químicos, a través de la realización de varios experimentos en el laboratorio.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos en los compuestos son fundamentalmente de naturaleza eléctrica, aun cuando sabemos que los átomos son eléctricamente neutros (tienen la misma cantidad de cargas negativas y positivas), ocurre por ejemplo, que algunos de los electrones externos de los átomos del elemento A y del B se colocan en la zona entre los dos núcleos, con lo cual son atraídos por ambos y se evita la repulsión directa entre un núcleo y el otro. De manera que los electrones externos de los átomos, que se colocan entre los núcleos para propiciar un enlace, se denominan *electrones enlazantes*.

Los electrones enlazantes pueden estar en cualquiera de los siguientes tres casos:

a) Localizados más cerca de un núcleo y por lo tanto más lejos del otro.
b) Situados exactamente entre ambos.
c) Deslocalizados y distribuidos uniformemente dentro de un conjunto de más de dos núcleos.

Las tres situaciones anteriores podrán ocurrir dependiendo de sí uno de los átomos que se enlazan tienen más afinidad por los electrones que el otro. Para reconocer cuál de las tres opciones es la que en un momento dado puede llevarse a cabo se recurre al concepto de *electronegatividad*: *es una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones de un enlace.*

Por lo general cuando ocurren enlaces químicos, los átomos tienden a adquirir una configuración con ocho electrones de valencia, lo que se conoce como regla del octeto y que en décadas pasadasa permitió tener una idea de cómo se formaban los enlaces, actualmente la teoría cuántica explica la formación de enlaces en términos de orbitales moleculares.

De acuerdo a todo lo anterior contesta las siguientes preguntas:

a) Indica para cada tipo de enlace, que elementos se encuentran presentes (metálico, no metálico, no metálicos iguales, metálicos iguales, etc). Así como también los valores de electronegatividad en cada tipo:

Enlace iónico:_____.
Enlace covalente polar: _____.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Enlace covalente no polar: _____.
Enlace metálico: _____.

b) Explica brevemente la teoría de bandas.

3. EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

ENLACE IÓNICO

Material	Reactivos
Circuito eléctrico 4 vasos de precipitados de 100 ml 1 agitador	Cloruro de sodio (NaCl) Agua Cemento Arena

ENLACE COVALENTE

Material	Reactivos
1 circuito eléctrico 1 regla de plástico 2 vaso de precipitados 1 agitador 1 cucharilla de combustión 1 vidrio de reloj	Agua Azufre Azúcar

ENLACE METÁLICO

Material	Reactivos
1 circuito eléctrico 4 vidrios de reloj	Trozos de: Magnesio (Mg), Fierro (Fe), Zinc (Zn), y Aluminio (Al).

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 ENLACE IÓNICO

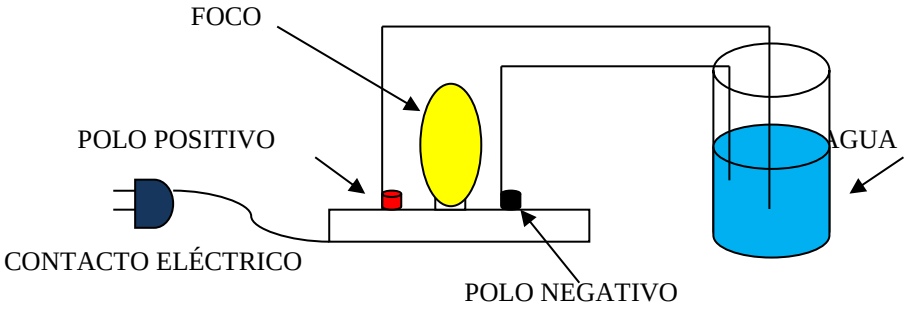


Fig. 4.1. Circuito Eléctrico.

4.1.1 Procedimiento

I. **Realice este experimento en las mesas de formica;** posteriormente utilizando la cucharilla de combustión, coloque 2 cucharaditas de cada una de las siguientes sustancias en un vaso de precipitados: cloruro de sodio, cemento, arena y 50 ml de agua (referencia), conecte el circuito eléctrico e introduzca las terminales del mismo en cada vaso, sin unirlas. Anote sus observaciones.

Sustancia 1 Cloruro de sodio:_____ _____ _____

Sustancia 2 Cemento:_____ _____

Sustancia 3 Arena: _____

Sustancia 4 Agua (referencia): _____

II. A cada uno de los vasos que contiene las sustancias sólidas, agregue lentamente 50 ml de agua, y posteriormente, introduzca las terminales del circuito eléctrico sin unirlas. Anote sus observaciones.

Sustancia 1 Cloruro de sodio:_____ _____ _____
Sustancia 2 Cemento:_____ _____
Sustancia 3 Arena: _____

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.1.2 Cuestionario

1.- ¿Con cuáles sustancias se logró que hubiera conducción de la corriente eléctrica?:
2.- ¿Cuál es el tipo de enlace que presenta el compuesto de cloruro de sodio?:
3.- En este experimento ¿de qué manera se manifiesta este tipo de enlace en el compuesto mencionado?:
4.- De acuerdo al tipo de enlace que presentan las sales como es el cloruro de sodio, mencione cuáles son sus características:
5.- Investiga y escribe de qué compuestos están formados el cemento y la arena:
6.- De acuerdo a tus observaciones, explica: ¿estas sustancias deberían o no presentar enlace iónico?:

4.2 ENLACE COVALENTE

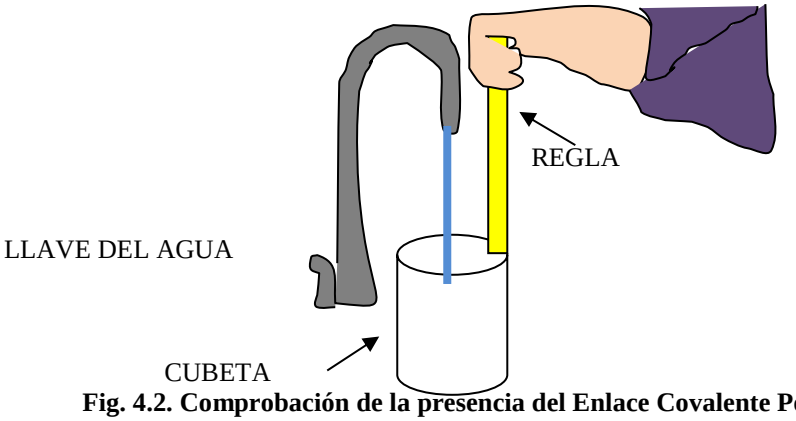


Fig. 4.2. Comprobación de la presencia del Enlace Covalente Polar en la molécula de agua

4.2.1 Procedimiento

I.- Utilizando la cubeta que está en el fregadero para no desperdiciar agua, abra la llave del agua, de manera que salga el flujo de la misma sin mucha presión.

II.- Frote la regla de plástico a su cabello (que no tenga gel) y acerque inmediatamente al flujo de agua teniendo cuidado de no mojarla. Anote sus observaciones, en los siguientes renglones:

III.- Disuelva por separado cada una de las sustancias de azufre y azúcar (una cucharadita en 80 ml de agua) utilizando vasos de precipitados, introduzca las terminales del circuito eléctrico en cada una de ellas. Anote sus observaciones:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.2.2 Cuestionario

1.- De las observaciones anotadas indique cuál es el tipo de enlace que presenta la molécula de cada una de las sustancias, busca la fórmula del azúcar y anota los tipos de enlace en su molécula, también escribe las estructuras de Lewis para cada molécula.

Agua (H_2O)	Azufre (S)	Azúcar

Ya no:2.De acuerdo al enlace presente en la molécula de azufre, escriba su estructura de Lewis.

2.- Escribe cuál fue el resultado en el caso del azúcar, y dependiendo de tu respuesta, menciona el cuidado que se debe tener en el piso de concreto de una bodega de azúcar.
3.- Mencione qué es un dipolo:
4.- A continuación indique cinco compuestos con sus respectivas fórmulas y sus momentos dipolares.

4.3 ENLACE METÁLICO

4.3.1 Procedimiento

I.- Coloque cada una de las terminales del circuito eléctrico en contacto con cada una de las muestras de metal.
II.- Anote sus observaciones y determine cuál es el tipo de enlace que presenta su molécula.

Magnesio Mg:

Fierro Fe :

Zinc Zn :

Aluminio Al :

4.3.2 Cuestionario

1.- Investiga las principales características de los metales y anótalas:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

2.- De acuerdo a la conductividad que presentan cada uno de los metales utilizados ¿son acordes los resultados y tus observaciones? Explica para cada tipo de metal utilizado:
3.- ¿Qué electrones participan en el tipo de enlace que presentan los metales?:
4.- De acuerdo a su posición en la tabla periódica ¿cuáles metales son los mejores conductores de la electricidad?:

4.4 Eliminación de residuos.

Al término de cada uno de los procedimientos:
- Colar el agua con arena, devolverla al laboratorista.
- Las mezclas de azufre y azúcar con agua, se pueden tirar a la tarja.
- Devolver los fragmentos de Magnesio (Mg), Fierro (Fe), Zinc (Zn) y Aluminio (Al) al laboratorista, quien los guardará en recipientes etiquetados que no sean los recipientes originales.

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONCLUSIONES

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 QUÍMICA.
Chang Raymond.
Edit. McGraw Hill.
Sexta edición. 1998.
México.

7.2 QUÍMICA
Chamizo J. A., Garritz A.
Edit. Addison – Wesley Iberoamericana.
1992.
México.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

7.3 QUÍMICA ORGÁNICA.
Francis A. Carey.
Edit. McGraw Hill.
Tercera edición.1999.
España.

7.4 QUÍMICA GENERAL.
Jean B. Umland; Jon M. Bellama
Ed. International Thomson Editores
3ª. Edición. 2000.
México.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 4
DETERMINACIÓN QUÍMICA CUALITATIVA DE LA CALIDAD DEL CONCRETO

1. OBJETIVO

El alumno identificará en cilindros de diferentes clase de concreto, cuáles serán los daños presentados por factores químicos para clasificar la calidad del concreto utilizado, a través de pruebas cualitativas realizadas en el laboratorio.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

El concreto es un material de suma importancia en la elaboración de infraestructura, desde casas habitación hasta las grandes obras como puentes, carreteras, etc.; la calidad del concreto en cualquier construcción es importante, porque de esto depende su duración y el costo.

Su preparación incluye la adición de arena, cemento, grava y agua, determinado tiempo de mezclado, dependiendo del uso al que este destinado se le puede agregar laminillas de acero, para evitar agrietamientos y una vez colocado se debe cuidar el tiempo de fraguado.

Dependiendo el uso que se le da a los diferentes tipos de construcciones, se presentarán los factores que pueden causar deterioro en el concreto; por ejemplo cuando se encuentran expuestas al aire libre, la lluvia ácida les ocasiona un gran deterioro; los pisos de concreto utilizados en las bodegas pueden presentar daños importantes dependiendo de los materiales que se guarden; en los puertos marítimos, la infraestructura que se encuentre en contacto con el agua salada también presentará afectaciones, sólo por mencionar algunos ejemplos, cuya parte de su explicación se tiene a través del estudio de los fenómenos químicos.

Por lo anterior y considerando que la construcción de infraestructura es muy alto (miles de millones de pesos), es importante reconocer cuáles son los factores que se deben cuidar, cabe aclarar que no sólo son las características químicas, también se involucra las propiedades físicas, pero en este curso de laboratorio, nos avocaremos al aspecto químico.

Proceso de Solvatación.

En las disoluciones líquidas, se utiliza agua, que se considera un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. Debido a la separación de cargas de la molécula polar, las sustancias iónicas se disuelven fácilmente en agua, así las moléculas del disolvente son atraídas por los iones del soluto y forman una capa a su alrededor, este proceso se denomina **solvatación**, para el caso específico del agua se aplica el término de **hidratación.** Se emplean tres términos de energía al considerar una solución de soluto sólido y disolvente líquido:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

E1= energía absorbida para separar las moléculas de sólido.
E2= energía absorbida para separar las moléculas de líquido.
E3= energía de solvatación (esta se refiere a la energía desprendida en el enlace de moléculas de disolvente con moléculas de soluto).

Si E3 > E1 + E2 el proceso de disolución se favorece.

Los sólidos iónicos son solubles en agua, incluso si E1 y E2 son altas porque existen enérgicas fuerzas de atracción entre los iones y las moléculas polares del agua.

El proceso de hidratación es altamente exotérmico, la energía de hidratación fundamentalmente suministra la elevada E3 necesaria para la disolución de los sólidos iónicos. Dos sustancias que se mezclan fácilmente en todas proporciones se llaman miscibles, cuando esto no ocurre se denominan no miscibles (ejemplo: agua y mercurio).

En el caso de soluciones acuosas, la solubilidad en el agua se expresa como el número de gramos de soluto que se disuelven en 100 g. de agua a una temperatura dada.
En el mecanismo de la disolución ocurre movimiento de moléculas, por lo tanto la temperatura y la presión tienen un efecto en la solubilidad.

Figura 4.1 Elaboración del concreto.

PRECAUCIÓN: El concreto en estado fresco puede causar quemaduras químicas severas al entrar en contacto con los ojos o la piel, manténgalo fuera del alcance de la piel. Cuando trabaje con concreto emplee botas con suela de caucho, guantes, lentes de seguridad y ropa de trabajo. No permita el roce o el ingreso del concreto o de otros productos derivados del cemento con la piel. Lave la piel rápidamente con agua limpia en caso de tener contacto con concreto fresco. Si entra en contacto con los ojos lávelos con agua inmediata y repetidamente.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

3. EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

FACTORES QUÍMICOS QUE CAUSAN DETERIORO EN EL CONCRETO.

Equipo y Material	Reactivos
1 Balanza eléctrica 1 Espátula 1 Recipiente de plástico de 500 mL. 1 Termómetro Cilindros de PVC (D 3in X 10 cm) 1 Probeta de 250 ml 2 Abrazaderas 1 Caja de Petri Papel pH con escala de medición.	Agua Hielo Arena Cemento RS (Portland) Grava **160 mL de cada una de las disoluciones:** Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0.25 M Cloruro de sodio NaCl al 30% Disolución saturada de azúcar Hidróxido de sodio (NaOH) 0.7 M

4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 Procedimiento

I.- Cada equipo de alumnos se encargará de preparar lo necesario para la mezcla de un cilindro de concreto, pesando: 320 g de arena, 340 g de grava, y 180 g de cemento.
II.- En la siguiente tabla se muestra la disolución que cada equipo utilizará, midiendo 160 ml de la que le corresponda, para mezclarla con arena, cemento y grava ya pesada anteriormente, utilice la espátula, y mida la temperatura.

Equipo 1	Equipo 2	Equipo 3	Equipo 4
Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0.25 M.	Cloruro de sodio NaCl al 30%	Disolución saturada de azúcar	Hidróxido de sodio (NaOH) 0.7 M
T =	T =	T =	T =

III.- Cuando se haya obtenido una mezcla homogénea vaciar la cantidad necesaria de la misma, sin rebosar, al cilindro de PVC (etiquetar para su identificación) procurando un acabado plano sin espacios ni burbujas.

IV.- Anota tus observaciones en la tabla anterior de lo que sucedió en cada muestra.

Nota:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Los cilindros deben transportarse al cuarto húmedo dentro de las *primeras 48 horas después de preparados*. Algunas mezclas de concreto pueden demorar un poco más en endurecer, por lo cual se deberán transportar después. En cualquier caso, los cilindros no deben moverse o ser transportados hasta que cumplan al menos 8 horas después del fraguado final.

V.- Al cabo de 8 días realizar la prueba de resistencia en cada cilindro golpeando cada uno con el cilindro patrón que se elaboró con agua simple, anotar las observaciones en la tabla siguiente.

Cilindro patrón			
Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0.25 M.	Cloruro de sodio NaCl al 30%	Disolución saturada de azúcar	Hidróxido de sodio (NaOH) 0.7 M
Observaciones			

EL REPORTE SE ENTREGARÁ EN LA PRÁCTICA 6.

4.1.2 Cuestionario

1.- ¿Cuál es el principal compuesto del cemento susceptible a reaccionar con el ácido?
2.- ¿Cómo se forma el salitre?
3.- ¿Cuál es la fórmula del azúcar?
4.- ¿Qué es una sustancia higroscópica?
5.-¿Qué recomendación es importante para construir el piso en un ingenio azucarero?
6.- ¿En una industria que maneja álcalis, qué cuidados son necesarios para el piso de concreto?
7.-¿Cuáles son los factores internos que afectan a un concreto?
8.- ¿Cómo afecta la reacción de los agregados?

4.2 Eliminación de residuos.

1.- Combinar las respectivas disoluciones que quedaron de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0.25 M, con la misma cantidad de disolución de NaOH 0.25 M, medir el pH de esta combinación de disoluciones, si el resultado es pH neutro se pueden tirar al drenaje, de otra manera ajustar el pH a 7.0 para poder desecharlas. Con respecto a los cilindros de concreto, una vez que se haya realizado la prueba de resistencia, llevar los restos de los cilindros al área dónde se desechan los residuos del laboratorio de resistencia de materiales.

2.- Las disoluciones de NaCl y de azúcar se pueden desechar en el drenaje.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.3 INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR).

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONCLUSIONES

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 QUÍMICA.

Mortimer, Charles E.
Ed. Grupo Editorial Iberoamérica.
México, 1996.

7.2 CIENCIA DE MATERIALES PARA INGENIERÍA.

Thornton, A. Peter.
Ed. Prentice Hall
México, 2003.

7.3 INTRODUCCIÓN A LOS PRINCIPIOS DE QUÍMICA.

John R. Holum
Ed. Limusa. Noriega Editores.
México, 1997.

7.4 QUÍMICA GENERAL.

Jean B. Umland; Jon M. Bellama .
Ed. International Thomson Editores
3ª. Edición. México, 2000.

7.5 QUÍMICA ORGÁNICA.

Morrison & Boyd...
Ed. Iberoamericana
U.S.A 1990

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 5
REACCIONES QUÍMICAS

1. OBJETIVO

El alumno diferenciará los diferentes tipos de reacciones químicas durante su desarrollo experimental en el laboratorio, analizará sus resultados cualitativos, para obtener sus productos de reacción y a través del balance de las reacciones químicas obtendrá sus resultados teóricos estequiométricos.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

Los cambios químicos que experimentan las sustancias al combinarse reciben el nombre de reacciones químicas. Una reacción química es la interacción de los átomos o las moléculas de dos o más compuestos, que se ponen en contacto mutuo siendo necesarios varios factores para determinar la posibilidad de que se verifique la reacción entre las sustancias como: la afinidad química de los elementos, la actividad de los elementos, concentración, temperatura, y adición de catalizadores, todos estos factores determinarán la velocidad de reacción y el equilibrio químico.

Una ecuación química representa una reacción química e indica las sustancias que interactúan, los reactantes y las sustancias nuevas o productos que se forman. Para que la ecuación esté completamente correcta debe estar balanceada: es decir, tener el mismo número de átomos de cada clase en ambos lados de la ecuación, de acuerdo con la Ley de la Conservación de la Masa, por ejemplo:

$$\underset{\text{reactantes}}{CaCO_3 + 2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{productos}}{CaCl_2 + H_2O\uparrow + CO_2}$$

Las reacciones químicas en forma general se pueden clasificar en:

- Reacciones de Desplazamiento Doble o Doble Sustitución.
- Reacciones de Desplazamiento Simple o Sustitución.
- Reacciones de Descomposición o Análisis.
- Reacciones de Síntesis o Combinación.

Reacciones de Desplazamiento Doble o Doble Sustitución.

Son aquellas en las que sólo hay intercambio de iones entre las moléculas reactantes, reagrupándose en forma distinta en las sustancias producto.

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Reacciones de Desplazamiento Simple o Sustitución.
Un ion (o átomo) en un compuesto es desplazado por otro ion (o átomo) de otro elemento.

$$A + BC \longrightarrow AC + B$$

Reacciones de Descomposición o Análisis.
Este tipo de reacciones se caracterizan porque de ellas se obtienen sustancias sencillas (no necesariamente simples en el sentido de elementos químicos) a partir de otras más complicadas.

$$AB \longrightarrow A + B$$

Reacciones de Síntesis o Combinación.
Ocurre cuando dos o más elementos o compuestos se combinan para formar una nueva sustancia más compleja.

$$A + B \longrightarrow AB$$

Las reacciones anteriores a su vez pueden entrar en otra clasificación, como son: reacciones de óxido-reducción, reacciones ácido-base y reacciones de precipitación.

DESARROLLO EXPERIMENTAL
REACCIÓN DE DOBLE SUSTITUCIÓN
3.1 EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

Material	Reactivos	Equipos
3 pipetas graduadas de 10 ml. 1 Vaso de precipitados de 50 ml 1 Agitador de vidrio 1 Soporte universal 1 Embudo 1 Anillo de fierro 1 Vidrio de reloj. 1Tubo de ensaye Papel filtro (poro fino)	Cloruro de bario $BaCl_2$ 1.0M Ácido sulfúrico H_2SO_4 0.5M Agua destilada Papel pH con su escala	1 Balanza analítica 1 Estufa eléctrica

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

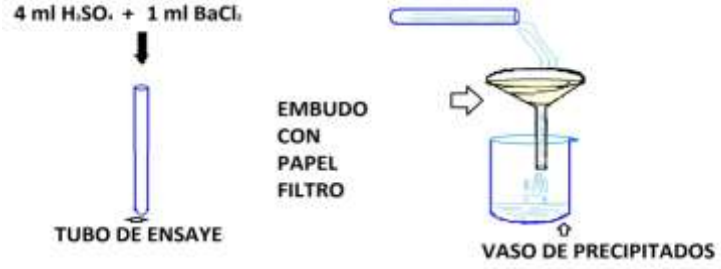


Fig. 5.1 Reacción de doble sustitución

4.1 DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

I.- Colocar 1 ml de solución de cloruro de bario 1 M en un tubo de ensaye, agregar 4 ml de solución de ácido sulfúrico 0.5 M Anote sus observaciones.
II.- Pesar el papel filtro en la balanza analítica previamente calibrada.
III.- De acuerdo a la fig. 5.1 proceda a filtrar.
IV.- Después de filtrar, enjuagar las paredes del tubo de ensayo con agua destilada y muy despacio vaciar nuevamente sobre el papel filtro.
V.- Trasladar el papel filtro al vidrio de reloj, secar en la estufa hasta la eliminación de humedad (verificar al término de la práctica).
VI.- Determinar la masa del precipitado obtenido.

NOTA: Colocar el papel filtro con el precipitado donde lo indique el profesor.

5.1 RESULTADOS

A continuación determinar y anotar los datos que se indican, con sus unidades correspondientes:

Masa del papel filtro:_____.

Masa del papel filtro ya seco con el precipitado: _____.

Masa del precipitado: _____.

Determinar con el papel pH que tipo de líquido se obtuvo al final de la filtración y anote su valor:_____

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

_____ .

i. Cuestionario.

1.- Escriba la ecuación química de la reacción con sus respetivos estados de agregación

_____ + _____ ⟶ _____ + _____

2.- Realice el balanceo de la ecuación química de la reacción que se llevó a cabo en este experimento.

_____ + _____ ⟶ _____ + _____

3.- ¿Cómo se denomina el precipitado obtenido?

4.- Calcule la masa teórica del precipitado producido

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

REACCIÓN DE SIMPLE SUSTITUCIÓN

3.2 EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

Material	Reactivos	Equipos
1 Tubo de ensaye 1 Probeta de 200 ml 1 Vaso de precipitados de 250 ml 1 Tapón bihoradado con tubo de desprendimiento. 1 Pipeta graduada de 1 ml 1 Propipeta 1 Pinza de nuez 1 Manguera de látex. 1 Soporte Universal	1 Granalla de zinc Zn Ácido clorhídrico HCl conc. Agua destilada	Balanza analítica Campana extractora

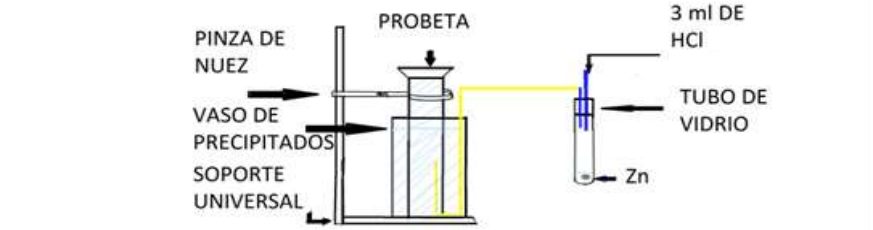


Fig. 5.2. Reacción de Simple Sustitución.

4.2 DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

Nota: El experimento lo realizará el Profesor responsable del grupo.

I.- Montar el equipo como se indica en la figura 5.2. dentro de la campana de extractora.
II.- Pesar **una granalla de zinc**, anotar su peso y colocarla en el matraz Erlenmeyer.
III.- Tapar el tubo de ensaye con el tapón bihoradado, verificando que quede bien colocado y que se encuentren en buen estado la conexión de tubo de vidrio y el tubo de desprendimiento cuya manguera no presente fugas.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

IV.- Prender el ventilador de la campana, al momento de destapar el envase de el HCl concentrado por el tubo de vidrio introducir **3 ml de HCl concentrado con ayuda de una pipeta y la propipeta.**

V. Anotar sus observaciones y medir el volumen del agua desplazada en la probeta.
NOTA: Colocar el residuo del matraz en el recipiente indicado por el profesor.

5.2 RESULTADOS

1.- Escriba la ecuación química balanceada de la reacción que se llevó a cabo en este experimento.

2.- Experimentalmente ¿cuál es el volumen del gas producido?

3.- Calcular el volumen teórico del gas producido y compárelo con el que se obtuvo experimentalmente. Escriba los cálculos realizados.

4.- Completar las ecuaciones, balancear y clasificar de acuerdo al tipo de reacción química.

a) $NH_3 + HCl \rightarrow$ _____ + _____

b) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$ _____ + _____

c) $F_2 + KBr \rightarrow$ _____ + _____

d) $NaNO_3 \rightarrow$ _____ + _____

5.- ¿Cuáles son los componentes químicos del mármol, la cal apagada y el cemento?

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN Y VELOCIDAD DE REACCIÓN

3.3 EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

Material	Reactivos	Equipos
1 Matraz Erlenmeyer de 100 mL 1 Tapón horadado con conexión de vidrio. 1 Manguera de Látex 1 Probeta de 250 mL 1 Probeta de 50 mL 1 Vaso de precipitados de 500 mL	Agua oxígenada al 30% H_2O_2 Yoduro de potasio KI Agua destilada	1 Balanza analítica

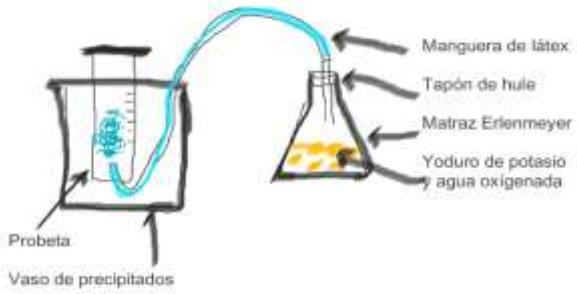


Fig. 5.3. Reacción de Descomposición.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.3 DESARROLLO DE LASESIÓN PRÁCTICA
4.3.2.1 Procedimiento con adición de agua oxigenada.

I.- Determinar la masa del matraz vacío en la balanza previamente calibrada.
II.- Pesar **1.5 g** de yoduro de potasio utilizando el matraz del punto anterior.
Masa total = _____.
III.- Medir utilizando la probeta de menor volumen, 50 mL de agua oxígenada, y añadir esta cantidad al matraz que **inmediatamente se deberá tapar** para lograr que el gas liberado llegue a la probeta llena de agua colocada como se muestra en la figura 5.2.
IV.- Comience a medir el tiempo de la reacción, anotando sus observaciones.
V.- Cuando haya transcurrido 90 segundos medir el volumen desplazado en la probeta contenida en el vaso de precipitados. Determinar el peso del matraz con residuo
tiempo= _____,
masa = _____.

4.3.2.2 Procedimiento con adición de agua simple.
I.- Repetir el experimento en las mismas condiciones del anterior pero utilizando en lugar de agua oxígenada sólo agua destilada.
II.- Detenga el experimento en el mismo tiempo que se llevó a cabo el del apartado 3.2.2, y anote sus observaciones.
NOTA: Colocar el residuo en el recipiente indicado por el profesor.

5.3 RESULTADOS

A continuación determinar y anotar los datos que se indican, con sus unidades correspondientes:

Del experimento 3.3.2.1
Masa del matraz vacío:

Masa de yoduro potasio KI

Masa del matraz con KI

Masa del matraz con residuo de la reacción

Tiempo de inicio de la reacción

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Tiempo de término de la reacción

Tiempo total de la reacción

Observaciones

Del experimento 3.3.2.2

Masa del matraz vacío:

Masa de yoduro potasio KI:

Masa del matraz con KI:

Masa del matraz con residuo de la reacción:

Tiempo de inicio de la reacción

Tiempo de término de la reacción

Tiempo total de la reacción

Observaciones

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Cuestionario

1.- Escriba la ecuación química balanceada de la reacción que se llevó a cabo en cada inciso de este experimento, indicando cuál de las dos sustancias es el catalizador (KI ó H_2O_2).

3.3.2.1 _____ ⟶ _____ + _____

3.3.2.2 _____ ⟶ _____ + _____

2.- Observando los resultados de cada inciso del experimento 3.3.2 conteste ¿qué papel desempeña cada una de las sustancias utilizadas?

3.- ¿Qué es la velocidad de reacción?

4.- De la misma ecuación química calcule la masa teórica del gas producido. Indique los cálculos.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

5.- Comparando la cantidad experimental que se obtuvo de gas con la cantidad teórica, explique a qué se debe la diferencia.

REACCIÓN DE SÍNTESIS.

3.4 EQUIPO Y MATERIAL REQUERIDO

Material	Reactivos
1 Cucharilla de combustión 1 Mechero Fisher 1 Piseta	1 Cinta de magnesio(Mg) Agua destilada Papel tornasol azul y rojo Papel pH con escala

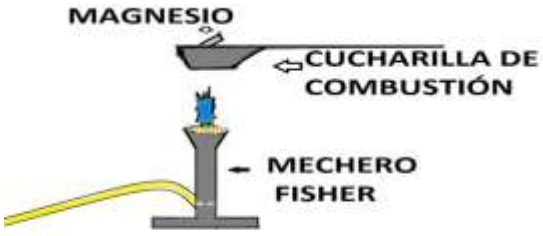


Fig. 5.4. Calentamiento del Magnesio

4.4 DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

I.- Colocar el pedacito de cinta de magnesio proporcionada por el laboratorista en una cucharilla de combustión.
II.- Colocar la cucharilla de combustión en la zona de oxidación de la flama del mechero.
III.- Calentar hasta observar un destello intenso del magnesio. Anote sus observaciones.
IV.- Dejar enfriar y agregar unas gotas de agua, agitar bien y determinar con el papel tornasol que observó.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

5.4 RESULTADOS

A continuación anote en los espacios correspondientes sus observaciones:

Color del papel tornasol cuando se introduce al líquido:

Valor de pH obtenido con el papel pH:

Indique si con los datos anteriores puede decir si lo que se obtuvo es un ácido o una base, especifique:

Cuestionario

1.- Escriba las ecuaciones químicas balanceadas de las reacciones que se ocurrieron en este experimento.

_____ + O_2 ⟶ _____

_____ + H_2O ⟶ _____

2.- Después de observar el vire del papel tornasol, si hay algún cambio explique la causa del mismo.

NOTA: Colocar el residuo de la cucharilla en el recipiente indicado por el profesor.

Eliminación de residuos.

1.- En el procedimiento 3.1.2 juntar los residuos ($BaSO_4$) de cada papel filtro, y guardar en un recipiente de plástico, no mezclar con aluminio.

2.- En el procedimiento 3.2.2, la sal que quedo en el matraz ($ZnCl_2$) diluirla en 500 ml de agua antes de desecharla en el drenaje, es importante que no se mezcle con cianuros, sulfuros, ni con potasio.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

3.- Al termino del procedimiento 3.3.2.1, las cenizas con KCl y MnO_2 reunirlas con las que se obtendrán al tratar el producto del procedimiento 3.3.2.2, para lo cual será necesario que en cada uno de los tubos del inciso 3.3.2.2, se agregue 0.25 g MnO_2 se aplicará calentamiento hasta la eliminación completa del oxígeno, las cenizas del 3.3.2.1 y 3.3.2.2, diluirlas en un litro de agua, filtrar, secar el sólido a temperatura ambiente, guardarlo en un recipiente que no sea de aluminio y el líquido desecharlo al drenaje.

4.- Al terminar el procedimiento 3.4.2 recolectar de cada cucharilla de combustión el $Mg(OH)_2$ que se obtuvo, medir el volumen total y agregar el equivalente de HCl 0.1 M, llevada a cabo la neutralización, desechar el líquido en la tarja.

INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR)

6. CONCLUSIONES.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

7. FUENTES DE CONSULTA

4.1 QUÍMICA.
Chang Raymond.
McGraw Hill.
4ª. Edición.
México.

4.2 FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. MÉTODO DE LABORATORIO QUÍMICO.
Frank Brescia; Herbert Meislich.
C.E.C.S.A.
3ª. Edición.
México.

4.3 QUÍMICA. PRINCIPIOS Y APLICACIONES.
Michell Sienko; Robert Plane.
McGraw Hill
3ª. Edición.
México.

4.4 QUÍMICA.
Gregory Choppin; Bernerd Jaffe.
Publicaciones Cultural.
1985.
México.

4.5 QUÍMICA.
Steven S. Zumdahl
Susan A. Zumdahl
Ed. Grupo Editorial Patria
2007.
México.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 6
DIFERENCIA ENTRE DISOLUCIONES EMPÍRICAS Y VALORADAS

1. OBJETIVO

El alumno comprenderá la diferencia entre las disoluciones empíricas y valoradas, sus características de concentración a través de su preparación, así como la reactividad de las distintas disoluciones de sulfato de sodio con el concreto.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

Las soluciones se definen como mezclas homogéneas de dos o más componentes; una mezcla de gases es siempre homogénea y es una solución dado que los gases se mezclan en todas proporciones; las soluciones líquidas se obtienen al disolver un gas, un líquido o un sólido en líquido, si este es agua, la solución se denomina solución acuosa. Las soluciones sólidas, son sólidos en los cuales un componente está disperso al azar en una escala atómica a través del otro componente, algunos tipos de acero se pueden considerar como soluciones sólidas en las cuales los átomos de carbono están localizados en algunos de los espacios entre los átomos de hierro. Se utilizan comúnmente dos términos en el estudio de las soluciones: **soluto** (presente en menor proporción) y **disolvente** (sustancia presente en mayor cantidad).

Podemos tener cualquiera de las nueve combinaciones posibles de materias sólidas, líquidas y gaseosas que forman verdaderas soluciones, por ejemplo sólido-sólido (acero), sólido-líquido (sal y agua), líquido-líquido (bebida alcohólica), gas-gas (humo), etc. **Las de interés en esta práctica serán las formadas por:**
a) La combinación de un sólido (agregados pétreos como disolvente) y otro sólido (cemento y agua como soluto) y b) combinaciones de agua (disolvente) y algún sólido (soluto).

Retomando la información que se había mencionado en la introducción de la práctica 4, en las disoluciones líquidas, casi siempre se utiliza agua, porque se considera un disolvente polar debido a la estructura de dipolo de su molécula. Debido a la separación de cargas de la molécula polar, las sustancias iónicas se disuelven fácilmente en agua, así las moléculas del disolvente son atraídas por los iones del soluto y forman una capa a su alrededor, este proceso se denomina **solvatación**, para el caso específico del agua se aplica el término de **hidratación (verFig. 6.1).**

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

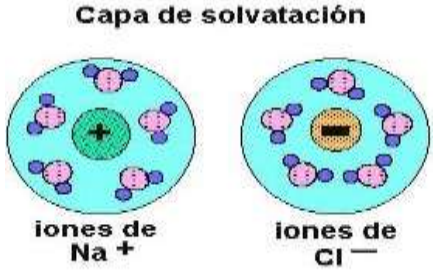


Figura 6.1. Solvatación de la molécula de Cloruro de Sodio

Variando la presión, sólo se afecta la solubilidad cuando el vapor que hay sobre la solución interviene en el proceso de la disolución. Cuando el límite de la solubilidad se ha alcanzado para una temperatura determinada y algo del soluto permanece sin disolver, se ha formado una solución saturada, en la que existe un equilibrio dinámico entre moléculas del soluto disuelto y las del no disuelto.

Es posible calentar esta solución y lograr que se disuelva más soluto. Si todo el soluto se disuelve y se deja enfriar la solución, puede suceder que no se produzca la recristalización. El exceso de soluto queda en solución. Cuando esto ocurre hemos obtenido una solución sobresaturada.

Solución empírica:

Son aquellas soluciones en donde para determinar la concentración no se aplican cálculos matemáticos sino que la relación soluto-solvente se determina desde un punto de vista personal de acuerdo a un criterio propio, por lo tanto en este tipo de solución no hay precisión ni exactitud en la determinación de la concentración.

Existen 4 tipos de soluciones empíricas que son:

DILUIDAS: Es aquella solución donde la cantidad de soluto es pequeña comparada con el solvente.

CONCENTRADAS: Es aquella donde la cantidad de soluto es cercana a la cantidad máxima que puede ser disuelta en un volumen de solvente dado.

SATURADA: Es aquella donde la cantidad de soluto que se ha diluido, es la máxima cantidad a cierta presión y temperatura que puede disolverse, por lo tanto, cualquier cantidad que se añada de soluto no se disolverá.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SOBRESATURADA: Es aquella solución donde se ha añadido una cantidad de soluto superior a la de saturación y por tanto este exceso de soluto al no disolverse **precipita**.

Para trabajos de laboratorio una concentración comúnmente empleada es la molaridad, la molalidad y la normalidad, aunque también se ocupa en porcentaje y en partes por millón (ppm).

a) Concentración en porcentaje: si A es disolvente y B es soluto, tenemos lo siguiente.

$$\% \text{ en peso de B} = [\ \text{masaB} / (\text{masaA} + \text{masaB})\ ]\ X\ 100 =$$

Si la concentración de una solución se da simplemente en porcentaje, se considera porcentaje en peso a menos que se especifique en otra forma. También se puede expresar el porcentaje en volumen. Así las notaciones 20% (p / p) y 20% (v / v) se refieren a lo siguiente peso de soluto a peso de la solución y volumen de soluto a volumen de solución, respectivamente.

b) Molaridad.

La molaridad se designa con la letra M y se define como el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

M_B = número de moles de soluto / número de litros de solución = n_B / V (en litros)

c) Normalidad.

La normalidad de una solución se designa con la letra N y se define como el número de peso equivalente multiplicado por gramos de soluto contenidos en un litro de solución.

N = (peso equivalente) (gramos de soluto) / litros de solución.

N = (miliequivalentes) (gramos de soluto) / mililitros de solución.

d)Partes por millón (ppm).
Las concentraciones de soluciones muy diluidas se expresan a menudo en partes por millón (ppm). Estas unidades se emplean con frecuencia para expresar niveles extremadamente bajos de sustancias tóxicas. Una concentración de 1 ppm significa una parte (en cualquier unidad) en un millón de partes (en la misma unidad).
Para soluciones acuosas:
1ppm = 1 miligramo / litro = 1 mg / litro
1ppb = 1 microgramo / litro = 1 μg / litro

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

En lapráctica de laboratorio con frecuencia se usan soluciones cuya concentración es conocida, para preparar a partir de ellas soluciones diluidas. Por tanto es importante ver cómo los cambios de volumen afectan la concentración de una solución. Cuando se diluye una solución, el volumen aumenta y la concentración disminuye, pero la cantidad de soluto permanece constante. Por esta razón, dos soluciones de concentraciones diferentes, pero que contengan las mismas cantidades de soluto, estarán relacionadas en la siguiente forma:

$$[\text{Volumen}_1][\text{ Concentración}_1\text{ }] = [\text{Volumen }_2\text{ }][\text{ Concentración }_2\text{ }]$$

Nota: la concentración puede expresarse en molaridad, normalidad, %, etc.

La concentración de un soluto en una solución puede expresarse de varias formas, como ya se ha mencionado anteriormente, en algunas de las definiciones aparece el término volumen total de la solución. Cuando se prepara una solución líquida, el volumen de la solución raramente es igual a la suma de los volúmenes de los componentes puros. Generalmente el volumen final de la solución es mayor o menor que la suma de los volúmenes de los materiales usados para prepararla. Por consiguiente, no es práctico tratar de predecir la cantidad de disolvente que debe emplearse para preparar una solución dada. Las soluciones molares (como también otras que están basadas en el volumen total) se preparan generalmente utilizando matraces aforados.

Es sencillo calcular la cantidad de soluto presente en un volumen dado de solución cuando la concentración de ésta se expresa en términos de molaridad.

Una desventaja de las medidas de concentraciones basadas en el volumen de solución, es que tales concentraciones cambian ligeramente con los cambios de temperatura debido a la expansión o contracción de las soluciones líquidas. Para trabajos exactos, por lo tanto, debe prepararse una solución a la temperatura a la cual debe usarse y debe emplearse un matraz aforado calibrado a esta temperatura.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

3. EQUIPO Y MATERIAL REQUIDO

3.1 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES EMPÍRICAS DE SULFATO DE SODIO (NA2SO4): DILUIDA, CONCENTRADA, SATURADA, Y SOBRESATURADA.

Material	Reactivos	Equipo
1 Espátula 4 Vasos de pps de 50mL 1 Termómetro 1 Agitador magnético 1 Guante de asbesto 1 Probeta de 50 mL	**6 g Sulfato de sodio ($Na_2 SO_4$) para cada equipo de alumnos.** Agua destilada	1 Parrilla eléctrica

3.2 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES VALORADAS DE Na2SO4 Al 5% y 0.05 M

Material	Reactivos	Equipo
1 Matraz aforado de 100 mL 1 Pipeta graduada de 5 mL 2 Vaso de pps de 100mL 1 Agitador de vidrio 1Piseta	Agua destilada Sulfato de sodio Na_2SO_4	1 Balanza analítica

3.3 DIFERENCIA ENTRE DISOLUCIONES EMPÍRICAS Y VALORADAS.

Material	Reactivos
1 Espátula 1 Vaso de pps de 100 mL 1 Probeta de 50 mL 6 Tubos de ensayo 1 Pipeta graduada 5 mL 1 Lupa 1 Martillo	-Disolución Sulfato de sodio (diluida, concentrada, saturada, sobresaturada) Na_2SO_4 -Disolución Sulfato de sodio 5% ($Na_2 SO_4$) -Disolución Sulfato de sodio 0.05 M -Agua destilada -Fragmentos de concreto

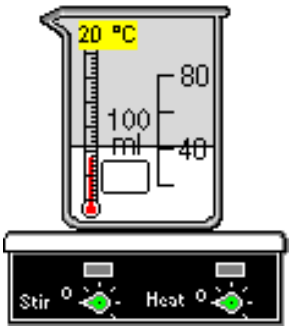
Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES EMPÍRICASDE SULFATO DE SODIO (Na_2SO_4): DILUIDA, CONCENTRADA, SATURADA, Y SOBRESATURADA.

4.1.1 Procedimiento

$Na_2SO_4 + H_2O$



AGITADOR MAGNÉTICO

Fig. 6.2. Disoluciones Empíricas.

I.- Disolución diluida. Coloque 5 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, agregue con la espátula una pizca de sulfato de sodio y agite. Observe lo que ocurre y tome lectura de la temperatura.

II.- Disolución concentrada. Coloque 5 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, agregue aproximadamente 1 g de sulfato de sodio y agite. Observe lo que ocurre y tome lectura de la temperatura.

III.- Disolución saturada. Investigue el índice de saturación para el Na_2SO_4, y efectué el cálculo para obtener aproximadamente la cantidad de esta sal que se debe pesar para obtener 5 ml de disolución saturada. Mezcle la cantidad calculada y 5 ml de agua destilada en un vaso de precipitados, agite y observe lo que ocurre, anote la lectura de la temperatura y proceda a calentar a 33 ºC, anote sus observaciones.

IV.- Disolución sobresaturada. Agregue la misma cantidad del Na_2SO_4 del inciso anterior más un exceso de la misma sal y continúe calentando a 33ºC (fig. 6.2) si observa nuevamente disolución completa, agite y agregué más exceso de la sal. Detenga la adición cuando ya no se disuelva.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

V.- Deje enfriar el vaso con su contenido, ayudándose con un baño de hielo, y observe lo que ocurre en el fondo del vaso.

NOTA: No deseche el contenido del vaso, entréguelo al laboratorista o al profesor.

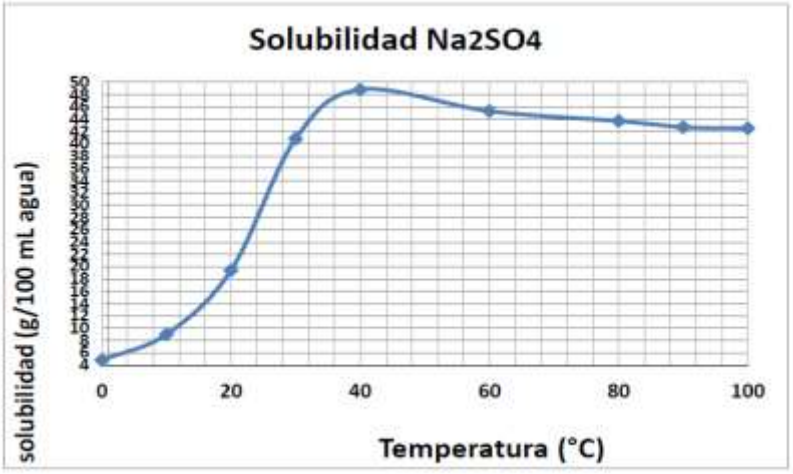
4.1.2 Cuestionario

1.- Explique qué tipo de solución preparó en los incisos II, III, y IV del apartado 3.1.2 anotando la temperatura registrada para cada solución.

Tipo de disolución	Temperatura
II	
III	
IV	

2.- ¿Qué ocurrió a la solución en el inciso IV del apartado 3.1.2 cuando se le aplicó calentamiento?

3.- Utilice la curva de solubilidad para el sulfato de sodio que se muestra a continuación, para estimary anotarqué cantidad de sal es necesaria para saturar 100 mL de agua a las temperaturas indicadas más abajo.



T_1 = 30°C	Cantidad 1=
T_2 = 50°C	Cantidad 2=
T_3 = 70°C	Cantidad 3=

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.2 PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES VALORADAS DE Na_2SO_4 Al 5% y 0.05 M.

4.2.1 Procedimiento (utilizando la balanza analítica previamente calibrada)

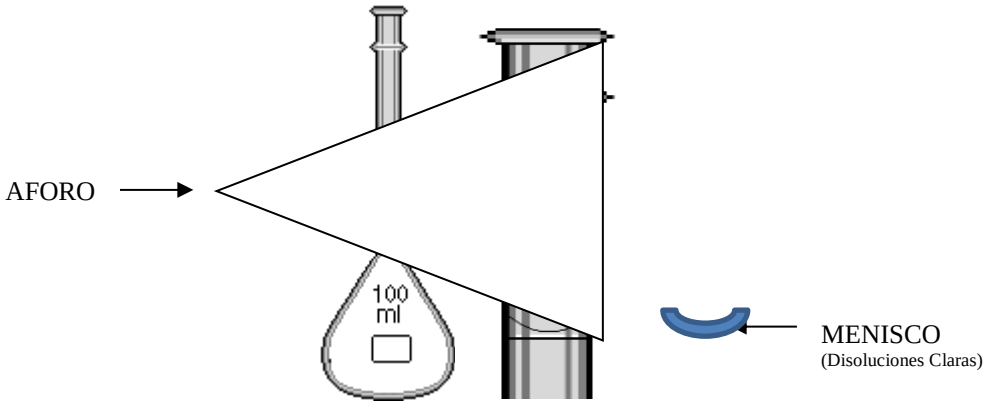


Fig. 6.3 Lectura del menisco.

4.2.1.1 Preparación de 100 mL de una disolución 0.05 M de Sulfato de sodio:

Escriba los datos y efectúe los cálculos necesarios para pesar la cantidad de sulfato de sodio necesario, coloque la sustancia en un vaso de precipitados, agregue agua, mezclando cuidadosa y constantemente, páselo con cuidado a un matraz aforado, y continúe agregando agua hasta la marca de calibración (**aforo**) sobre su cuello y complete el volumen a 100 ml con agua destilada, teniendo cuidado de no rebasar el aforo siguiendo las instrucciones del profesor en cuanto a la lectura del menisco (fig. 6.3); escriba sus observaciones.

Cálculos y observaciones.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.2.1.2 Preparación de 100 mL de una solución sulfato de sodio al 5%.

Escriba los datos y efectúe los cálculos necesarios para saber qué cantidad de soluto necesitará, pese con precisión la masa calculada y disuélvala en un vaso con un volumen pequeño de agua destilada, agréguela al matraz, enjuague las paredes del vaso utilizando la Pizeta, vaciando nuevamente el agua utilizada al matraz; agite para disolver completamente el soluto, después añada agua suficiente con una pipeta hasta la marca del aforo, cuidando de no rebasar el mismo cómo se indicó en el inciso anterior, escriba sus observaciones.

Cálculos y observaciones.

Continúe agitando varias veces y etiquete con la concentración de la solución y la fórmula del soluto cada matraz.

3.4.1 Cuestionario

1.- ¿El soluto siempre es una sustancia sólida? ¿por qué?

2.- ¿Cuál es la diferencia entre las soluciones empíricas y valoradas?
3.- Indique algunos de los usos de las soluciones valoradas.
4.- Explique cómo preparar 0.5 litros de una solución 0.25N de H_2SO_4 de 98% de pureza y densidad 1.84 g/mL.

Cálculos.

4.3 DIFERENCIA ENTRE DISOLUCIONES EMPÍRICAS Y VALORADAS.

4.3.1 Procedimiento

I.- Prepare seis pequeños fragmentos de concreto que habrá de colocar en los tubos de ensayo, observe con lupa la textura de estos fragmentos, introdúzcalos en cada tubo de ensayo, agregue 3 mL de cada tipo de disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4**):** diluida, concentrada, saturada, sobresaturada, al 5% y 0.05 M.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

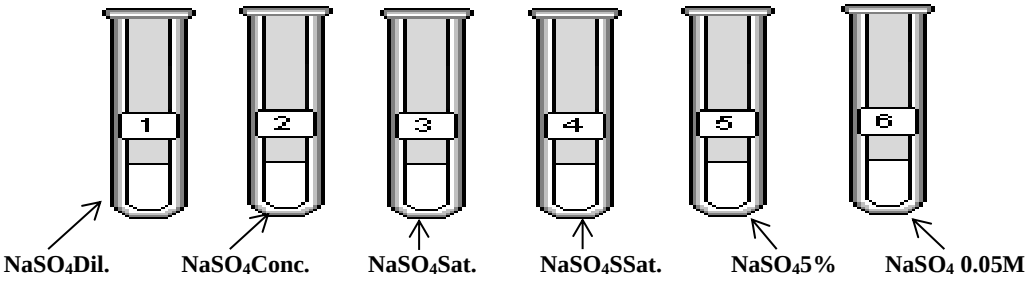


Figura 6.3 Disoluciones empíricas y valoradas.

II.-Dejar en reposo al menos por una semana.Anote sus observaciones y determine cuál solución fue la que más cambios generó en el concreto.

Observaciones	
1 $NaSO_4$Dil.	
2 $NaSO_4$Conc.	
3 $NaSO_4$Sat.	
4 $NaSO_4$SSat.	
5 $NaSO_4$ 5%	
6 $NaSO_4$0.05M	

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.3.2 Cuestionario

1.- ¿Cuál es la diferencia entre las disoluciones empíricas y valoradas considerando se preparación?

2.- De las siguientes disoluciones de sulfato de sodio: concentrada y otra al 5%, ¿de cuál se puede determinar la cantidad que daña a los componentes del concreto?

4.4 Eliminación de residuos.

- Recolectar las disoluciones de $Na_2 SO_4$, proceder a diluir en un litro de agua y desecharlas al drenaje, no mezclar con aluminio, magnesio, ácidos minerales ni con bases fuertes.

- Juntar las mezclas de cada tubo de ensaye y desechar en el área destinada a los residuos del laboratorio de Resistencia de Materiales.

4.5 INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR).

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONCLUSIONES

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA.
Harry B. Gray; Gilbert P. Haight,Jr.
Edit. Reverté, S.A. España, 1981.

7.1 QUÍMICA. PRINCIPIOS Y APLICACIONES.
Sienko, M. J.; Plane, R.A.
Edit. McGraw Hill Méx. 1986.

7.2 QUÍMICA.
Gregory, R. Chopin; Bernard Jaffe.
Edit. Publicaciones Cultural, S.A.
Méx. 1978.

7.3 QUÍMICA.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Daub William; Seese William S.
Edit. Prentice Hall. 7ª. edición.. México. 1996.

7.4 QUÍMICA: LA CIENCIA CENTRAL.
Browne Theodore, et al.
Edit. Prentice Hall. México 1997.

7.5 CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA.
Sherman Alan, et al.
Edit C.E.C.S.A. México 1999.

7.6 QUÍMICA.
Charles E. Mortimer.
Grupo Editorial Iberoamérica S.A. de C.V. 5ª. Edición. México, 1983.

7.7 QUÍMICA.
Steven S. Zumdahl
Susan A. Zumdahl
Grupo Editorial Patria
México, 2007.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 7
ACIDEZ Y ALCALINIDAD

1. OBJETIVO

El alumno interpretará el concepto de Potencial de Hidrógeno (pH) para medir la acidez o alcalinidad de diferentes sustancias utilizando papel indicador, potenciómetro y técnica de titulación.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

Muchos procesos industriales dependen en gran parte del control del Potencial de Hidrógeno (pH). Los especialistas en ingeniería ambiental, galvanoplastia, ingeniería sanitaria, fábricas de papel, agricultura, etc., necesitan conocer el comportamiento de los ácidos y las bases. Así también, todos los seres vivos requieren reacciones de regulación del pH para poder existir.

El potencial de hidrógeno (pH) es una manera de expresar la concentración del ion hidrógeno y fue definido por el bioquímico danés SørenSørensen en 1909 como:

$$pH = - \log [H^+]$$

El potencial de hidrógeno de una solución está dado por el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (mol/l).

Soluciones ácidas: $[H^+] > 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L, pH < 7.0

Soluciones neutras: $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L, pH = 7.0

Soluciones básicas: $[H^+] < 1.0 \times 10^{-7}$ mol/L, pH > 7.0

Experimentalmente el pH se puede conocer haciendo uso de indicadores químicos y del potenciómetro.

Titulación ácido-base. Se usa una bureta que medirá la cantidad de solución de concentración conocida (titulante) y un matraz que contiene a la solución que se está analizando (titulado), más el indicador.

Cuando la reacción de neutralización es completa y alcanza el punto final de la valoración, se observa un cambio marcado de color en el indicador. Por el volumen del titulante añadido,

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

se puede calcular el número de moles de ácido o base requeridos para llegar al punto de equivalencia.

Potenciómetro. El potenciómetro o pH-ímetro, es un aparato cuyo funcionamiento está basado en medir la diferencia de fuerza electromotriz desarrollada entre un electrodo de vidrio y un electrodo de referencia, el cual puede ser de calomel, plata, o cloruro de potasio, y que es de potencial constante. Cuenta además con un compensador de temperatura y una escala de 0 a 14, con aproximación de un décimo para la medición de pH.

3. EQUIPO Y MATERIALES REQUERIDOS

3.1 DETERMINACIÓN CUALITATIVA Y CUANTITATIVA DE pH

Material	Reactivos	Reactivos muestra	Equipo
9 Vasos de precipitados de 100 mL 4 Vasos de precipitados de 250 mL 1 Probeta de 100 mL 1 Agitador Papel suave y absorbente 1 Pizeta 1 Soporteuniversal 1 Pinza para bureta 1 Agitador magnetico 1 Bureta de 50mL 1 Pipeta de 10Ml	Agua destilada Papel indicador Fenolftaleína Naranja de metilo	Disolución concentrada de Na_2SO_4 Disolución de Na_2SO_4al 5% Disolución de Na_2SO_4 0.05M Vinagre Refresco de cola Ladrillo Cemento Muestra de tierra A Muestra de tierra B Disolución de NaOH a 0.1 M Disolución de HCl a 0.1 N	Potenciómetro

4. DESARROLLO EXPERIMENTAL

4.1. DETERMINACIÓN CUALITATIVA Y CUANTITATIVA DE pH

4.1.1 Con papel indicador (Determinación cualitativa).

Tomar 1 gota de cada una de las muestras problema con el agitador y colocarla en el papel indicador, enjuagar y secar el agitador entre cada operación, determine si la muestra tiene pH ácido o básico.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Anote sus observaciones en la siguiente tabla:

	Muestra problema	Ácido o Básico	Características de la sustancia
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			

.

4.1.2 Con el potenciómetro (Determinación cuantitativa).

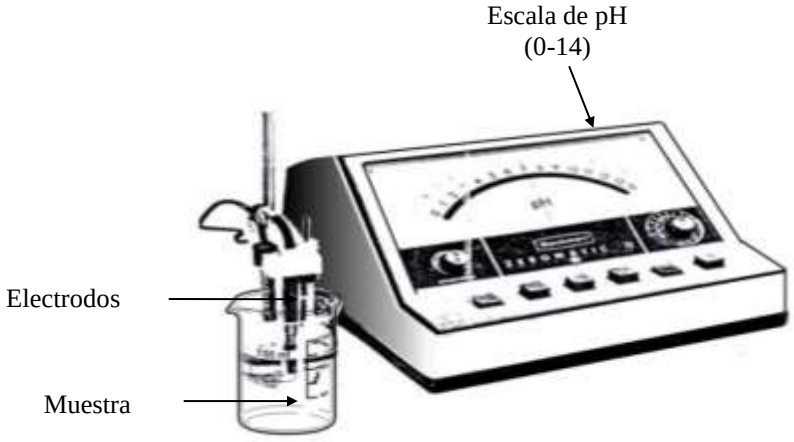


Fig. 7.1 Determinación de pH con el Potenciómetro.

1. Encender el aparato.
2. Verter 50 ml de la solución Buffer (pH=7) en un vaso de precipitados.
3. Lavar los electrodos con agua destilada con ayuda de la pizeta, secarlos con el papel sin maltratarlos y sumergirlos en la solución Buffer (cuya temperatura se fijará en el aparato) aproximadamente 3 cm cuidando que no haya contacto entre las paredes del vaso y los electrodos, después se deberá girar el botón calibrador hasta que la aguja de la escala coincida con el 7.
4. Lavar los electrodos nuevamente con agua destilada y secarlos cuidadosamente.
5. Sumergir los electrodos en la muestra problema y tomar la lectura del pH (figura 7.1) indicada por la aguja del aparato.

Anote los valores obtenidos en el siguiente cuadro:

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

	Muestra problema	Lectura (pH)
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		

4.1.3 Técnica de titulación potenciométrica (ácido fuerte - base fuerte)

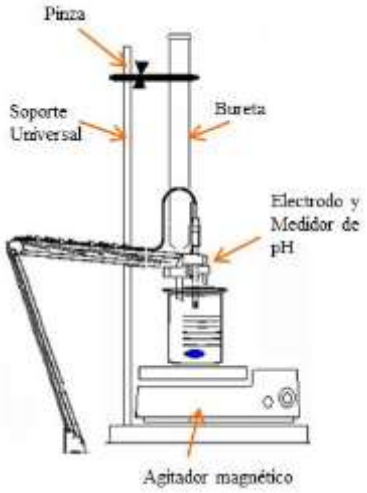


Fig. 7.2. Determinación de pH con el Potenciómetro.

1. Calibrar el potenciómetro, como se indicó en el procedimiento 3.1.2.2.
2. Montar el equipo de titulación (Fig. 3.2), dejando el electrodo del potenciómetro dentro de la solución buffer.
3. Colocar la solución básica (NaOH a 0.1M) en la bureta.
4. Verter en un vaso de precipitados (250mL) una alícuota de 20 ml de la solución ácida (HCl a 0.1N) y agregarle agua destilada hasta llegar a 50 ml.
5. Añadir al vaso de precipitados 2 o 3 gotas de indicador (fenolftaleína o naranja de metilo).
6. Sacar el electrodo de la solución buffer, enjuagar y secar el mismo e introducirlo en el vaso de precipitados que contiene la alícuota, colocar dicho vaso bajo la bureta como se indica en la fig. 3.2, y registrar el valor del pH de la solución (valor inicial).
7. Añadir poco a poco y con agitación constante la solución básica (NaOH) con incrementos de 1 ml. Anotar el valor del pH a medida que se vaya añadiendo el álcali (el potenciómetro debe estar previamente calibrado).

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

8. En el momento del cambio de color a rosado pálido, detener por un momento la adicción de base y medir la cantidad de NaOH usado, así como también el pH.
9. Detener la titulación cuando al agregar una gota de NaOH se quede la disolución (alícuota) en color rosa pálido, medir el gasto total y el pH.
10. Repetir el mismo procedimiento dos veces más.

Anote las mediciones obtenidas en el siguiente cuadro e indique la fórmula de la solución titulante:

mL Titulante ( )		**pH**	**mL Titulante ( )**		**pH**	**mL Titulante ( )**		**pH**
Valor inicial (0)			Valor inicial (0)			Valor inicial (0)		
1			1			1		
2			2			2		
3			3			3		
4			4			4		
5			5			5		
6			6			6		

NOTA: Antes de la determinación del pH en cada muestra, se deberán enjuagar los electrodos con agua destilada, secar y verificar con la solución Buffer que el aparato se encuentre calibrado, de acuerdo con todos las recomendaciones ya indicadas.
Durante la realización de la práctica es importante que cuando no se está ocupando el Potenciómetro, los electrodos se deben mantener sumergidos en agua destilada o en la solución Buffer.

3.1.3. Cuestionario

1. Vacié los datos registrados anteriormente de las muestras problema en la siguiente tabla y calcule la concentración de iones hidrógeno, utilizando la fórmula de pH de Sören Sörensen, dichas operaciones se realizaran en el anexo 1.

Muestra		**Observaciones**	**Acidez**	**Alcalinidad**	**Lectura pH**	**Concentración de iones hidrógeno (H^+)**
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						
9						
10						

2. Menciona tres tipos de indicadores químicos.
3. ¿Qué es una solución Buffer o amortiguadora?

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4. Definir pOH:
5. ¿Cuáles son los procesos que dan lugar a la formación de sulfato de sodio, de magnesio o de amonio que pueden dañar las edificaciones o pisos de concreto?
6. Menciona dos medidas preventivas para evitar el deterioro del concreto.
7. Menciona dos medidas de mitigación en el deterioro del concreto.

4.2 Eliminación de residuos.

1. Las muestras utilizadas que presenten pH entre 6 y 8, se tiran al drenaje.

2. Las muestras que presentan pH < 6, mezclarlas con las que presentan pH>8, medir nuevamente el pH, y dependiendo del resultado sí es muy cercano a 7, se desechan en la tarja, de otra forma proceder a la neutralización utilizando más HCl (ácido) a 0.1M, o NaOH (álcali) a 0.1 M, según sea el caso.

4.3 INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR)

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONSLUSIONES

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 NORMA MEXICANA NMX-AA-25-1984, PROTECCIÓN AL AMBIENTE-CONTAMINACIÓN DEL SUELO-RESIDUOS SÓLIDOS-DETERMINACIÓN DEL pH-MÉTODO POTENCIOMÉTRICO,Secretaría de Comercio y Fomento Industrial, Dirección General de Normas, DOF 14-12-1984.

7.2 NORMA MEXICANA NMX-AA-008-2000, ANÁLISIS DE AGUA - DETERMINACIÓN DEL pH - MÉTODO DE PRUEBA (CANCELA A LA NMX-AA-008-1980); WATER ANALYSIS - DETERMINATION OF pH - TEST METHOD, Secretaría de Comercio y Fomento Industrial, Dirección General de Normas, DOF 18-12-2000.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

7.3 QUÍMICA
Chang Raymond.
McGraw Hill.
4ª. Edición. México.

7.4 FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. MÉTODO DE LABORATORIO QUÍMICO
Frank Brescia; Herbert Meislich.
C.E.C.S.A.
3ª. Edición. México.

7.5 QUÍMICA
Gregory R.Choppin, Bernard Jaffe.
Publicaciones Cultural, S.A.
México. 1978

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 8
CORROSIÓN, OXIDACIÓN Y ELECTROQUÍMICA DE LOS METALES

1. OBJETIVO

El alumno desarrollará el proceso de oxidación y de corrosión en muestras de fierro y de cobre, para determinar los criterios de selección de estos metales en su uso para la industria de la construcción y también observará la producción de energía eléctrica debida a la reacción química de diferentes sustancias, y comprobará la primera ley de Faraday al efectuar un electro-depósito.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

La oxidación, propiedad química característica de los metales puede ser definida en la práctica como corrosión. La acción corrosiva del agua atmosférica, oxígeno y dióxido de carbono sobre las superficies metálicas representa una enorme pérdida económica anual.

La corrosión es un proceso electroquímico en el que se establecen áreas denominadas ánodo y cátodo y los electrones fluyen entre estas áreas, produciendo una corriente eléctrica. De esta manera, el área del ánodo se consume o se corroe, en este proceso la parte de un metal que está en contacto con otro elemento, o tiene una impureza, o está bajo mayor presión que otra parte, tiene según se puede observar, un potencial de oxidación mayor que el resto.

Si un electrolito provoca la corrosión, ya se mencionó que la corriente fluye mediante el movimiento de los iones. Por ejemplo, en la corrosión del hierro, sus átomos pierden tres electrones y se convierten en iones de hierro III, que al combinarse posteriormente con el oxígeno y el agua forman óxido de hierro III, está es la reacción de oxidación anódica.

La reacción catódica consiste en la reducción del oxígeno para formar iones hidróxido. Cuando ocurre que es otro metal diferente al hierro el que provoca la corrosión de éste, se conforma una celda galvánica directa entre los dos metales. Los electrones se dirigen de ánodo a cátodo, a través del metal y se corroe el hierro en el ánodo.

La corrosión puede evitarse de varias maneras: protegiendo la superficie metálica a través de la aplicación de pinturas o recubriéndola con películas anticorrosivas. Algunos metales, en particular el aluminio, forman naturalmente una película de óxido muy delgada e impermeable, que da cierta protección contra la posterior acción química de la atmósfera, sin alterar sensiblemente las cualidades brillantes de la superficie.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

Industrialmente, se forma una película fuertemente protectora de óxido sobre el aluminio, utilizándola como ánodo en una reacción electrolítica.

El producto conocido como aluminio anodizado, es un material estructural importante en las industrias de la construcción. Además, la superficie de aluminio anodizado absorbe los colorantes con gran facilidad, por lo que se emplea en las industrias de ornamentación de automóviles y del hogar.

Si un metal más activo está en contacto con aquel propenso a la corrosión el primero se corroe, este proceso se llama protección catódica. El metal protegido viene a ser catódico con respecto al metal activo, más fácilmente oxidable, y por tanto anódico. El magnesio es muy usado en la protección catódica de tuberías de hierro subterráneas, compuertas de canales, tanques de agua y cascos de barcos.

Las propiedades electroquímicas de un metal, propenso a la corrosión, se pueden alterar agregando pequeñas cantidades de otros metales, formándose aleaciones metálicas más resistentes a la corrosión que el metal original.

Otro tema importante es la electroquímica que estudia la interconversión de energía eléctrica y la energía química.

Todas las reacciones electroquímicas implican transferencia de electrones, por lo que algunas reacciones Redox convierten la energía química en energía eléctrica, es decir, producen electricidad a partir de cambios químicos.

Existe una segunda clase de reacciones de óxido-reducción que se caracterizan por la transformación de energía eléctrica en energía química, llamadas Reacciones Electrolíticas. El proceso en el que ocurren cambios químicos como resultado del consumo de energía eléctrica se llama Electrólisis. Las reacciones químicas de óxido-reducción se manifiestan en los electrodos por depósito de algún compuesto, desprendimiento de gases, disolución del electrodo, cambio de coloración de la solución, etc.

Los electrolitos son sustancias que en solución permiten el paso de la corriente eléctrica. La conductividad en las soluciones se atribuye a la disociación de las moléculas produciendo iones.

La movilidad iónica y la conductividad eléctrica son parte de la electroquímica; y están íntimamente relacionadas con la electrólisis y la fuerza electromotriz.

3. EQUIPO Y MATERIALES REQUERIDOS

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

3.1 OXIDACIÓN Y CORROSIÓN METÁLICA

Material	Reactivos	Equipo
2 cajas de Petri 1 Vaso de precipitados de 250 ml. 1 Probeta de 100 ml. 1 Agitador de vidrio	Soln. Sencilla de agar-agar** Soln. de fenolftaleína Cinta de cobre (4 mm. x 50 mm) Cinta de zinc (4 mm. x 50 mm) 4 clavos	1 Parrilla eléctrica

**El profesor utilizará un vaso de precipitados de 500 ml, parrilla eléctrica y dos cucharadas de agar-agar, para preparar la mezcla: cuando el agua (aprox. 450 ml) esté hirviendo agregar el agar-agar, disolver con el agitador y posteriormente proporcionar a cada equipo la cantidad necesaria para cubrir las cajas de Petri.

3.2 CAMBIO DE ENERGÍA QUÍMICA A ENERGÍA ELÉCTRICA

Material		Reactivos
2 Vasos de precipitados de 100 ml. 1 Tubo de vidrio doblado en U 1 Probeta de 50 ml. 1 Pipeta de 10 ml.	1 Juego de cables para conexiones con pinzas de caimán Algodón Electrodo de cobre Electrodo de zinc	Solución de: Sulfato de cobre $CuSO_4$ **1 M** **Sulfato de cobre 5 M** Sulfato de zinc $ZnSO_4$ 1 **M** **Sulfato de zinc 0.05 M** Solución saturada de cloruro de potasio KCl.

3.3 ELECTRODEPÓSITO

Material	Reactivos	Equipo
1 Vaso de precipitados de 100 ml. 1 Pinzas para crisol 1 juego de cables con caimanes 1 Probeta de 50 ml. 1 Electrodo de cobre 1 Objeto metálico de color blanco (llave, moneda, etc.)	Solución de $CuSO_4$ 1 M Etanol	1 Multímetro 1 Balanza analítica 1 Fuente Poder de 6 volts

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

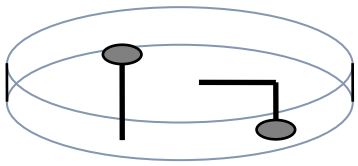
4. DESARROLLO DE LA SESIÓN PRÁCTICA

4.1 OXIDACIÓN Y CORROSIÓN METÁLICA

4.1.1 Procedimiento

I.- Limpiar las cintas de cobre y zinc con lija fina.

II.- En una caja de Petri colocar dos clavos (uno doblado a un ángulo de 90°) separados (Fig. 8.1.1).



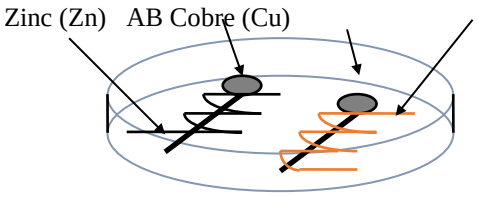


Fig. 8.1.1Fig. 8.1.2

III.- Enrollar a cada uno de los clavos restantes la cinta de zinc y la de cobre respectivamente, extendiendo la cinta restante en los extremos en ángulo recto a los clavos y colocarlos en otra caja de Petri (fig. 8.1.2).

IV.- Adicionar dos gotas de fenoftaleína, en cada caja Petri.

V.- Verter a cada recipiente lentamente la solución de agar-agar hasta cubrir el metal.

VI.- Anote sus observaciones.

VII.- Guardar las cajas correspondientes con los datos del equipo y observar al día siguiente.

NOTA: Colocar las cajas de Petri en el lugar indicado por el profesor, después de realizar sus observaciones.

4.1.2 Cuestionario

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

1.- En la primera caja ¿dónde ocurrió la oxidación? ¿Por qué ocurrió la oxidación en estos lugares?
2.- Refiriéndose a la misma caja ¿cuál es el color en el cátodo? ¿Qué provocó que apareciera este color?
3.- Explica en términos electroquímicos, ¿ por qué y cómo se corroe el hierro?
4.- Observando el precipitado y el color rosa respectivamente en el clavo A y B, explica a qué se deben estos resultados.
5.- Utilizando la tabla de potenciales de reducción, indica dos metales que no se hayan usado en este experimento y que se oxidan más fácilmente que el hierro.

4.2 CAMBIO DE ENERGÍA QUÍMICA A ENERGÍA ELÉCTRICA

4.2.1 Procedimiento

I.- Colocar 50 ml. de solución de sulfato cúprico $CuSO_4$ 1M en un vaso (A) de precipitados y en otro vaso (B) 50 ml. de solución de sulfato de zinc $ZnSO_4$ 1M

II.- Preparar el puente salino con la solución saturada de cloruro de potasio KCl, tapar con algodón en las terminales.

III.- Montar el experimento como lo muestra la fig. 8.2.

IV.- Introducir el electrodo de cobre en la solución de sulfato cúprico $CuSO_4$ 1M y el electrodo de zinc en la solución de sulfato de zinc 1M.

V.-Medir con el multímetro el voltaje obtenido en la celda electroquímica y anote todas sus observaciones.

VI.-Repetir el experimento anterior variando las concentraciones de las soluciones empleadas, ahora colocar sulfato cúprico 5 M en el vaso A, y sulfato de zinc 0.05 M en el vaso B.

VII.- Medir el voltaje con el multímetro y anotar todas sus observaciones.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

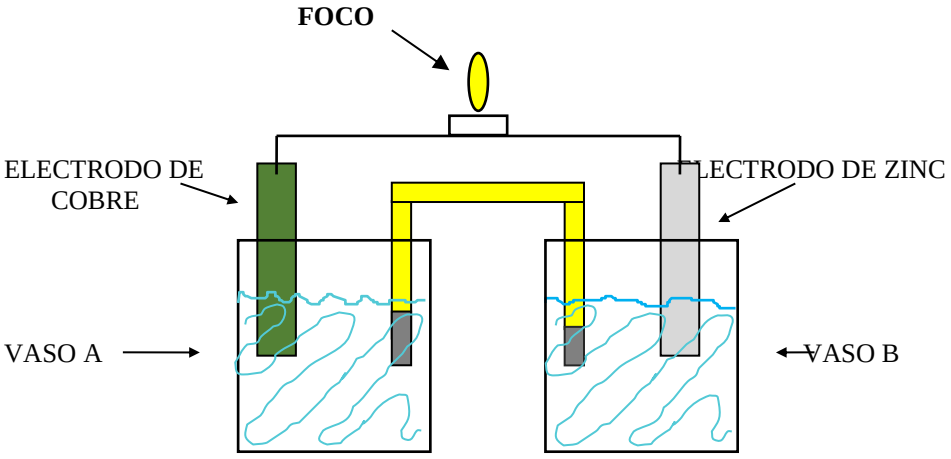


Fig. 8.2. Cambio de energía química a energía eléctrica.

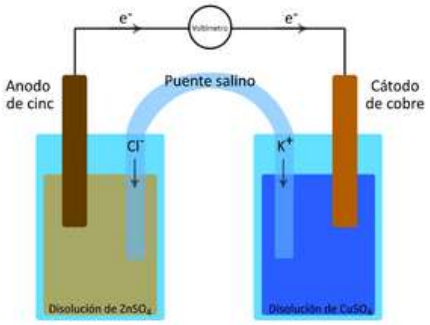


Fig. 8.2.1 Cambio de energía química a energía eléctrica.

3.2.3 Cuestionario

1.- ¿Qué es una celda galvánica? Incluya un ejemplo.
2.- ¿Cuál es la diferencia entre una celda galvánica y una celda electrolítica?
3.- De acuerdo con los resultados del inciso Vy VI, explique si es rentable producir altos voltajes a partir de reacciones químicas.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

4.3 ELECTRODEPÓSITO

4.3.1 Procedimiento

I.- Limpiar con detergente el objeto metálico, secar con etanol y pesar.

II.- El electrodo de cobre debe estar limpio, para luego pesarlo.

III.- Colocar 50 ml. de solución de sulfato cúprico 1 M en un vaso de precipitados.

IV.- Sujetar los electrodos con los caimanes y sumergirlos en la solución.

V.- Conectar los cables a una fuente de poder y en serie a un multímetro (fig. 8.3).

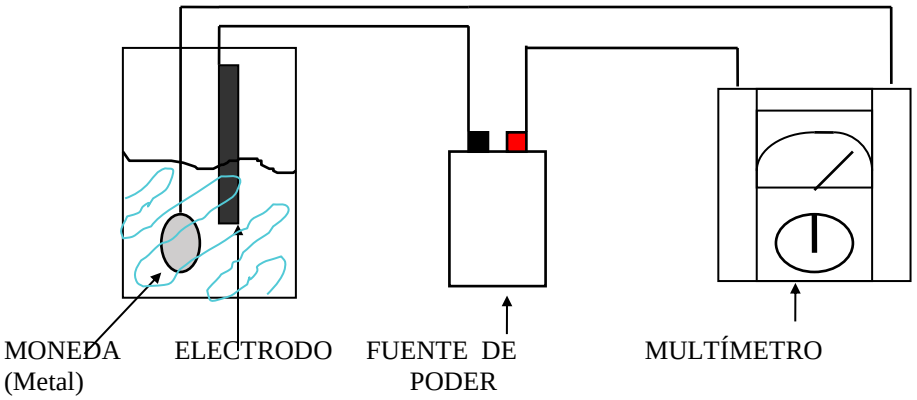


Fig. 8.3. Electrodepósito.

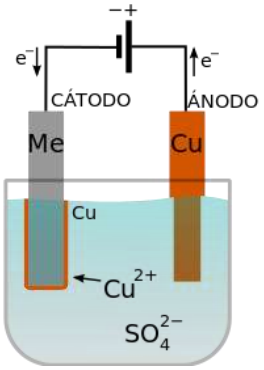


Fig. 8.3.1. Dirección del recorrido de los electrones de ánodo a cátodo.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

VI.- Tomar el tiempo de inicio de la reacción, leer la intensidad de corriente y suspender a los 10 minutos.

VII.- Desconectar el sistema, no tocar los electrodos con los dedos, usar las pinzas para crisol.

VIII.-Secar con alcohol nuevamente el electrodo de cobre y pesarlo, por diferencia obtener la masa de cobre electrodepositada en el objeto metálico.

4.3.2 Cuestionario

1.- Obtener la masa de cobre depositada en el objeto metálico, por diferencia de pesos.
2.- Calcular la masa teórica del Cobre (Cu) depositado, aplicando la primera Ley de Faraday basada en las siguientes fórmulas:

Peq$_{Cu}$ = P. atómico Cu/ valencia m = (**Peq**. $_{Cu}$) (**I**) (**t**) / 96500 **I** = Intensidad de corriente (amperes) **t** = tiempo (segundos)	Cálculos:

4.4 Eliminación de residuos

1.-Después de realizar las observaciones (al día siguiente de efectuada la práctica), colocar los clavos oxidados en el recipiente asignado desechar el medio agar-agar al bote de basura.
2.- Guardar las disoluciones de sulfato de cobre y sulfato de zinc, en recipientes etiquetados con fecha y nombre; limpiar los electrodos y el objeto metálico del electrodepósito, y devolverlos al laboratorista.

4.5 INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR)

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONCLUSIONES

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 QUÍMICA.
Chang Raymond.
McGraw Hill.
4ª. Edición. México.

7.2 FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. MÉTODO DE LABORATORIO QUÍMICO.
Frank Brescia; Herbert Meislich.
C.E.C.S.A.
3ª. Edición. México.

7.3 QUÍMICA. PRINCIPIOS Y APLICACIONES.
Michell Sienko; Robert Plane.
McGraw Hill
3ª. Edición. México.

7.4 QUÍMICA.
Gregory Choppin; Bernerd Jaffe.
Publicaciones Cultural.
México, 1985.

7.5 PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA
Harry Gray; Gilbert Haight
Edit. Reverté. México, 1981.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

SESIÓN PRÁCTICA No. 9
OBTENCIÓN DE BAKELITA (POLIMERIZACIÓN)

1. OBJETIVO

El alumno realizará experimentalmente una reacción de polimerización por el método de condensación, para la síntesis de la bakelita, así mismo reconocerá las principales características de los polímeros sintéticos que los convierten en materiales idóneos para la industria de la construcción.

2. ANTECEDENTES TEÓRICOS

Los polímeros (del griego *poly*: "muchos" y *mero*: "parte o segmento") son grandes moléculas, llamadas macromoléculas, que por lo general son orgánicas y están formadas por la unión de moléculas más pequeñas llamadas monómeros, formando enormes cadenas de las formas más diversas.

El almidón, la celulosa, la seda y el ámbar son ejemplos de polímeros naturales y entre los polímeros sintéticos, podemos mencionar a manera de ejemplo al nailon, el polietileno(Fig. 9.1) y la baquelita.

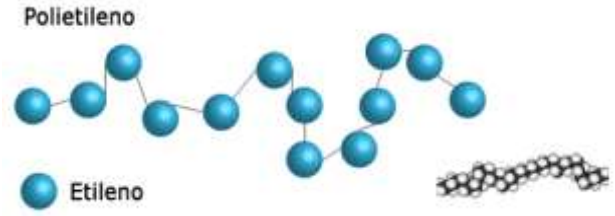


Figura 9.1. Polietileno y etileno (macromolécula y monómero respectivamente).

Los polímeros sintéticos provienen mayoritariamente del petróleo (mezcla de hidrocarburos). El 4 % de la producción mundial de petróleo se convierte en polímeros. Después de un proceso petroquímico, se tienen moléculas simples, como etileno, benceno, etc., a partir de las que comenzará la síntesis del polímero.

Las reacciones de polimerización pueden ser de condensación y de adición. En la condensación se suprime o elimina una pequeña molécula y debe efectuarse una y otra vez esta condensación para que se formen materiales de peso molecular elevado. En una polimerización de adición la unidad que se repite tiene la misma proporción de elementos

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

que existen en el monómero original, ya que las unidades monoméricas sólo se añaden unas a otras para formar la cadena

La Bakelita

La Bakelita fue la primera sustancia plástica totalmente sintética, la cual fue desarrollada en 1907 y se le llamó bakelita en honor a su creador, el químico e inventor estadounidense de origen belga LeoHendrikBaekeland. Se trataba de un fenoplástico que hoy en día aún se sigue utilizando. Este polímero puede moldearse a medida que se forma y resulta duro al solidificar, no conduce la electricidad, es resistente al agua y los disolventes, pero fácilmente mecanizable.

Los Polímeros Sintéticos en la Construcción

La evolución de este sector fue lenta hasta la mitad del siglo XX, pero gracias al desarrollo tecnológico y a que los ingenieros civiles y otros especialistas del sector adquirieron conocimientos suficientes, sobre las ventajas que brindan estos polímeros sintéticos, el sector de la construcción sufrió un cambio excepcional y hoy en día nos podemos beneficiar de múltiples y diferentes aplicaciones que estos polímeros tienen en la industria de la construcción.

Con el uso de estos polímeros, los profesionales del sector, buscan conseguir un equilibrio entre las necesidades de construcción de la población, la protección al medio ambiente, y el cuidado de la salud de sus habitantes.

Los polímeros sintéticos resultaron ser materiales idóneos para satisfacer muchas de las necesidades de los procesos de construcción, debido básicamente a las siguientes características:

- **Durables y resistentes a la corrosión**, por ello se aplican en elementos que están expuestos al aire libre pudiendo durar décadas.
- **Aislantes**, tanto de frío como del calor, lo cual permite el ahorro de energía (también pueden ser aislantes acústicos).
- **Muy ligeros** frente a otros materiales usados en la construcción, lo cual les permite su fácil manejo y su fácil transporte y almacenamiento.
- **Tienen buena relación costo / beneficio.**
- La mayoría (a excepción del PVC) **son respetuosos con el medio ambiente**, siempre u cuando su manejo sea el adecuado.
- Buen acabado superficial, en general a estos materiales se les puede dar el acabado de acuerdo a su uso.

Importante. Las ventajas mencionadas se contraponen con la lenta degradación de estos materiales, que puede extenderse por varios años, pudiendo generar importantes

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

problemas ambientales. En la actualidad todavía es más costoso el reciclado de estos materiales que su producción a partir de materiales nuevos.

3. EQUIPO Y MATERIALES REQUERIDOS

3.1 OBTENCIÓN DE LA RESINA FENOL – FORMALDEHIDO (BAKELITA).

Material	Equipo	Reactivos
1 Probeta de 25 ml 1 Vaso de precipitados de 500 ml 2 Tubos de ensayo 1 Termómetro 1 Pipeta graduada de 5 ml 1 Espátula 1 Pinzas para tubo de ensayo 1 Vidrio de reloj 1 Agitador de vidrio 1 Par de guantes de asbesto 2 o 3 Granos macizos de arena	1 Parrilla eléctrica	2.5 g de Fenol 5 ml de Formaldehído al 18% 0.2 g de Sulfito de sodio 400 ml de aceite para automóvil SAE 30 o SAE 40

Nota: Pedir con anticipación a la realización de la práctica 2 tubos de ensayo a cada equipo de alumnos.

4. DESARROLLO EXPERIMENTAL

4.1 OBTENCIÓN DE LA RESINA FENOL – FORMALDEHIDO (BAKELITA).

4.1.1 Procedimiento

I.- En un tubo de ensayo coloque 2.5 g de fenol, 5 ml de solución de formaldehído (18%) y 0.2 g de sulfito de sodio, mezcle y añada dos o tres cuerpos de ebullición (pequeños granos macizos de arena).

II.-Inmediatamente después pase el tubo a un baño de aceite (verifique que no tenga residuos en su exterior antes de introducirlo al baño de aceite), y caliente lentamente hasta llegar primero a una temperatura de 100°C, después aumente gradualmente la temperatura de acuerdo a la eliminación de agua hasta un máximo de 140°C, controle su sistema de calentamiento ya que la ebullición es intensa (Fig. 9.2). Detenga el calentamiento una vez

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

que observe que la resina es altamente viscosa y que no hay líquido en el interior del tubo, posteriormente deje enfriar para que el contenido solidifique.

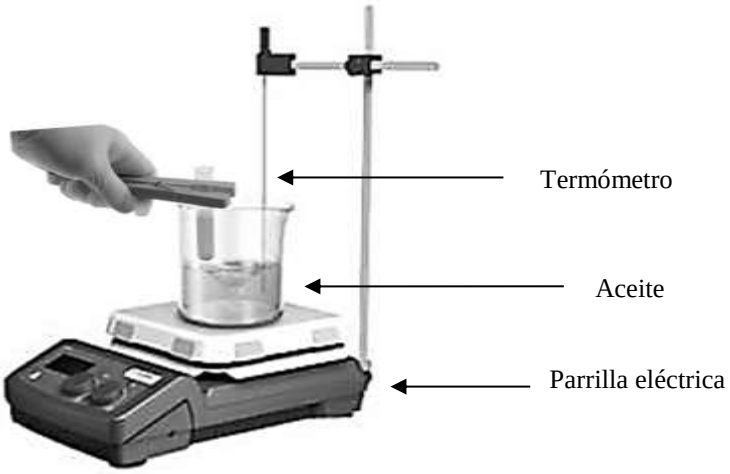


Figura 9.2. Baño de aceite para la síntesis de bakelita

III.- Ya endurecida la resina, con mucha precaución rompa el tubo de ensayo para recuperar la barra de bakelita formada, la cual deberá presentar una coloración que va del amarillo opalescente a rojo vino (la coloración dependerá de la temperatura de calentamiento, a 120 a 130°C el polímero será de color amarillo opalescente y a más de 140°C el plástico tendrá una coloración rojo vino).

Recomendación: Es conveniente realizar la práctica en la campana de extracción, a fin de no estar en contacto con los vapores desprendidos, y utilizar un solo sistema de calentamiento para todos los equipos.

3.1.3 Cuestionario

1.- ¿Cuáles son las aplicaciones industriales de la bakelita?
2.- ¿Cuáles son las características y propiedades de los polímeros de condensación?
3.- ¿Cuál es el catalizador que se utilizó en la reacción de polimerización?
4. - Indique la reacción química para la obtención de bakelita.
5.- ¿Qué es un polímero plástico?
6.-¿Qué es un polímero termoendurecible?
7.- ¿Cómo se lleva a cabo la polimerización por adición?

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

8.- ¿Cuál es la principal diferencia entre una polimerización por condensación y otra por adición?

4.4 Eliminación de residuos.

Una vez enfriado el aceite para automóvil utilizado, se deberá colocar en un recipiente adecuado y se procederá a su etiquetado; dicho recipiente se deberá entregar al laboratorista para que lo almacene para una futura reutilización. El profesor responsable verificará que se cumpla con lo anterior.

4.5 INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR).

5. RESULTADOS

No aplica

6. CONCLUSIONES

No aplica

7. FUENTES DE CONSULTA

7.1 Morrison, R. T.; Boyd, R. N. “Química Orgánica”. Segunda edición. Fondo educativo interamericano. México, 1985.

7.2 Carey, Francis A. “Química Orgánica”. Tercera edición. Edit. McGraw Hill. Méxic, 1999.

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

8. HISTORIAL DE CAMBIOS

Revisión	Sección	Descripción de la modificación	Fecha de la modificación
00	Todas	Nuevo	2013.10.24
01	Práctica 1 Práctica 2	Se cambió el número de cada figura, la redacción del experimento 3.1, las instrucciones en 3.1.2 y 3.3.2, y las preguntas del cuestionario 3.2.3 Se modificaron las preguntas en 3.1 y también en los cuestionarios	2015.02.20
02	Práctica 3	Se incluyeron preguntas en la introducción como investigación previa, se modifico3.2	2015.03.06
03	Todas las prácticas Prácticas 5 y 6	-Se modificó el formato para todas en: tablas de materiales, reactivos y equipo, se incluyeron renglones y/o tablas en observaciones y cuestionarios, modificaciones en eliminación de residuos, Se anexaron los apartados INVESTIGACIÓN COMPLEMENTARIA (INDICADA POR EL PROFESOR) Y CONCLUSIONES. -Cambios en el objetivo e introducción	2015.03.20
04	Práctica 5 Práctica 6	-Se modificó el orden de los experimentos, el 3.2 será demostrativo, se modificaron todas las figuras, se adicionó renglones para cálculos en 3.1.2, se mejoró la redacción de 3.3, se adicionaron renglones para instrucciones de 3.3.2.1 y 3.3.2.2. -Se agregaron las figuras 6.1, 6.2 y 6.3, se modificaron instrucciones de 3.1.2 III, en el cuestionario3.1.3, se anexaron tablasen preguntas 1 y 3, se anexaron cuadros para cálculos y observaciones en 3.2.2.1, 3.2.2.2 y 3.3.2	2015.04.10

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

05	Práctica 7	Se insertó imagen para la figura 7.1 y 7.2, se anexo tabla en el cuestionario 3.1.3 pregunta 1 y se anexo bibliografía.	2015.04.30
06	Práctica 8 Práctica 4 Práctica 9	-Se corrigió el objetivo, se modificó la introducción, se manejarán los mismos reactivos pero además con otras concentraciones, se añadió la figura 8.2.1 y 8.3.1, se modificó la pregunta 3 del cuestionario 3.2.3 y se añadió una tabla en pregunta 2 del cuestionario3.3. -Se modificó el título, la introducción, se quitó el experimento 3.1, y se modificaron las instrucciones del experimento que quedo en lugar del anterior. La entrega del reporte será cuando se realice la práctica 9. -Se modificó la introducción, se añadió la fig. 9.1 y 9.2; se añadió recomendación.	2015.06.04
07	Práctica 4 Práctica 5	-Se cambió en el experimento 3.1 la instrucción V, y también se cambió la entrega del reporte para cuando se haga la práctica 6. -Se quitó la instrucción en el experimento 3.3.2.1 "…a punto de ignición".	2015.06.25
08	Portada	Actualización de Responsable de Gestión de la Calidad	2016.08.19
09	Portada	Actualización de Representante de la Dirección.	2017.08.18
10	Todas las Prácticas. Sección Eliminación de Residuos	Se eliminaron referencias incorrectas que no existen en el presente manual.	2020.01.07
11	Formato	Por ampliación de alcance se renombra FESA PIC I08 por FESA PAL IIC QU.	2022.08.22
12	Práctica 5	Se cambió la metodología.	2023.08.31
13	Portada	Actualización por cambio de administración.	2025.02.05

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.

9. HISTORIAL DE REVISIONES

Fecha de revisión	Responsable de realizar la revisión	Próxima fecha de revisión
2015.01.12	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2016.01.12
2016.01.12	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2017.01.12
2016.08.19	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2017.08.19
2017.08.18	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2018.08.18
2018.08.20	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2019.08.20
2019.08.02	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2020.08.02
2020.01.07	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2021.08.02
2021.08.02	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2022.08.03
2022.04.01	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2023.04.01
2023.04.11	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2024.04.11
2024.02.16	Ing. Omar Ulises Morales Dávila	2025.02.10
2025.02.05	Ing. Ricardo García Valdivia	2026.02.13

Este documento es propiedad del Sistema de Gestión de la Calidad de los Talleres y Laboratorios de Licenciatura de la Facultad de Estudios Superiores Acatlán, se prohíbe la reproducción parcial o total sin la autorización correspondiente.