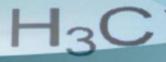
# UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN

# Electroquímica para L.Q. (Actividades experimentales)



### **Autores:**

Juana Cabrera Hernández
Graciela Martínez Cruz
Guillermo Martínez Morua
María Alejandra Rodríguez Pozos
María del Rosario Rodríguez Hidalgo





### UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS SECCIÓN DE FISICOQUÍMICA

# ELECTROQUÍMICA PARA I.Q.

(ACTIVIDADES EXPERIMENTALES)

ASIGNATURA: ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN CLAVE DE LA ASIGNATURA: 1420

CARRERA: INGENIERÍA QUÍMICA CLAVE DE LA CARRERA: 31

### Autores:

Juana Cabrera Hernández
Graciela Martínez Cruz
Guillermo Martínez Morua
María Alejandra Rodríguez Pozos
María del Rosario Rodríguez Hidalgo

Fecha de elaboración: Agosto de 2012

Con	itenido	Página
Introducción		7
Objetivo general de la asignatu	ra	8
Objetivos del curso experimenta	al	8
Lista de actividades experiment	tales y unidades temáticas	9
Normas de laboratorio		10
Actividad experimental 1	Leyes de la electrólisis	11
Actividad experimental 2	Conductividad de electrolitos	17
Actividad experimental 3	Titulación conductimétrica	23
Actividad experimental 4	Celdas electroquímicas	31
Actividad experimental 5	Propiedades termodinámicas de una celda electroquímica	41
Actividad experimental 6	Corrosión	47
Actividad experimental 7	Protección catódica	53

### INTRODUCCIÓN

La asignatura de Electroquímica y Corrosión forma parte de las asignaturas del campo profesional. Al cursar las asignaturas del campo de formación profesional, el estudiante adquirirá los conocimientos, actitudes y habilidades que debe conocer y dominar con fluidez para el ejercicio profesional y que otorgan el carácter profesional del ingeniero químico. Las asignaturas del campo profesional son de carácter obligatorio.

En el Plan de estudios del ingeniero químico se cita que "La gama de actividades del ingeniero químico en el campo laboral de los diferentes sectores productivos del país es muy amplia, debido a la diversidad de las ramas de la industria; entre las más importantes se puede mencionar, primordialmente, a la industria de la transformación, la cual incide en la elaboración de productos de consumo industrial como son: los energéticos, productos metal mecánicos, papel, textiles, plásticos, detergentes, pigmentos y pinturas, materias primas petroquímicas, fibras sintéticas, etc. Respecto a la industria extractiva, entre las ramas más notables se pueden mencionar por su importancia a la de recursos naturales, tanto de origen orgánico como inorgánico; siendo ejemplos, las grasas y aceites, los azúcares, el petróleo, los productos inorgánicos de origen mineral, el azufre, el carbón, el uranio. Además interviene en fabricación de productos de consumo humano de origen vegetal y animal, también se tienen los productos de uso agrícola como fertilizantes, plaguicidas, y fitohormonas. Entre los de consumo humano se tienen productos cárnicos, lácteos, cereales, frutas y legumbres industrializadas, así como también productos para la industria farmacéutica." Con este fin fueron planeadas las diferentes áreas de estudio y sus correspondientes asignaturas. En el caso de la asignatura de Electroquímica y Corrosión, tiene asignadas tres horas teóricas y dos horas de laboratorio.

El manual Electroquímica para I.Q. (Actividades Experimentales) de la asignatura de Electroquímica y Corrosión de la carrera de Ingeniería Química está diseñado para la modalidad "prácticas o experimentos de laboratorio".

El laboratorio se conforma por seis sesiones, en las cuales se desarrollarán siete actividades experimentales, cada una desarrollada con el siguiente formato:

- 1. INTRODUCCIÓN
- 2. OBJETIVOS
- 3. ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO
- 4. MATERIAL, EQUIPO Y REACTIVOS
- 5. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL
- 6. ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS
- 7. TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES
- 8. INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE
- 9. BIBLIOGRAFÍA
- 10. LA HOJA DE RESULTADOS DEL PROFESOR

Las actividades experimentales fueron diseñadas tomando en cuenta las características que deberá poseer un egresado de Ingeniería Química el cual "será un profesionista capaz de diseñar, manejar, optimizar, controlar y administrar procesos y proyectos para la transformación física y química de materias primas para la obtención de productos y servicios útiles a la sociedad". Parte importante del manual de actividades experimentales es desarrollar la conciencia por el cuidado y responsabilidad que como profesional de la Química debe tener con el medio ambiente, por ello los reactivos utilizados se encuentran dentro de los estándares permitidos, por lo que no hay riesgo para el ser humano ni para el medio ambiente. Esto puede leerse en el Plan de estudios de Ingeniería Química "La Ingeniería Química se define como la profesión en la cual el conocimiento de las matemáticas, química y otras ciencias básicas, ganado por el estudio, la experiencia y la práctica, es aplicado con juicio para desarrollar maneras económicas de usar materiales y energía para el beneficio de la humanidad".

### **OBJETIVO GENERAL DE LA ASIGNATURA**

Al final del curso el alumno deberá ser capaz de explicar los fenómenos que suceden como consecuencia de la interacción entre la corriente eléctrica y los sistemas químicos, discutiendo los procesos de disociación y migración iónica, semirreacciones electroquímicas en los electrodos y difusión molecular de las especies a través de las soluciones electrolíticas, además de describir las aplicaciones tecnológicas de la electroquímica en el diseño de procesos de electrodeposición, galvanización, electrólisis y protección anticorrosiva.

### **OBJETIVOS DEL CURSO EXPERIMENTAL**

Que el estudiante al finalizar el curso experimental:

- Interprete y evalúe los datos derivados de observaciones y mediciones relacionándolos con la teoría.
- Conozca y comprenda en profundidad lo relacionado con los fenómenos que suceden como consecuencia de la interacción entre la corriente eléctrica y los sistemas químicos.
- Que adquiera las siguientes capacidades y habilidades:
  - o Capacidad de abstracción, análisis y síntesis de los fenómenos medidos
  - o Capacidad de aplicar los conocimientos en la práctica
  - o Capacidad de trabajo en equipo
  - o Habilidades para buscar, procesar y analizar información procedente de fuentes diversas
  - o Habilidades en el uso de tecnologías de la información y de la comunicación
- Desarrolle de manera crítica y autocrítica su compromiso con la preservación del medio ambiente.

### LISTA DE ACTIVIDADES EXPERIMENTALES Y UNIDADES TEMÁTICAS

No. actividad	Título actividad experimental	Unidad temática en el programa
experimental	del laboratorio	de la asignatura
1	Lovos do la electrólicie	Unidad 1. Electroquímica.
ı	Leyes de la electrólisis	Fundamentos
2	Conductividad de electrolitos	Unidad 2. Disociación electrolítica
2	Conductividad de electrolitos	y transporte iónico
3	Titulación conductimétrica	Unidad 2. Disociación electrolítica
3		y transporte iónico
4	Celdas electroquímicas	Unidad 3. Potenciales y
4	Celuas electroquimicas	termodinámica de las celdas
5	Propiedades termodinámicas de	Unidad 3. Potenciales y
5	una celda electroquímica	termodinámica de las celdas
6	Corrosión	Unidad 6. Corrosión, mecanismos
0	Corrosion	y protección anticorrosiva
7	Protección catódica	Unidad 6. Corrosión, mecanismos
/	FTOLECCION CALOUICA	y protección anticorrosiva

## NORMAS DE LABORATORIO REGLAMENTO INTERNO DE LOS LABORATORIOS DE FISICOQUÍMICA

El laboratorio es un lugar potencialmente peligroso si no se siguen ciertas normas generales de seguridad que se recomiendan a continuación:

- 1. Es obligación del alumno revisar LAS HOJAS DE SEGURIDAD, para conocer las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de las sustancias que se utilizan en cada actividad experimental, así como tener conocimiento de su uso, manejo y almacenamiento.
- 2. Se recomienda que el alumno trabaje en el laboratorio sólo cuando su profesor o persona responsable de dicho laboratorio esté presente, con el propósito de tener una persona que supervise posibles riesgos y ayude en caso necesario. En caso de emergencia consultar acciones de emergencia o primeros auxilios en LAS HOJAS DE SEGURIDAD.
- 3. Son requisitos indispensables para el trabajo experimental: Bata (obligatorio), lentes de protección y guantes (opcional). Aquellos alumnos que usen lentes de contacto deberán usar espejuelos de protección de forma obligatoria o traer anteojos el día de la práctica.
- 4. No se debe fumar, ya que un descuido puede ocasionar una explosión; por lo general se encuentran en el ambiente vapores de sustancias volátiles y de bajo punto de flamabilidad.
- 5.No se deben encender cerillos o mecheros, a excepción de que así lo requiera la sesión experimental.
- 6. El lugar de trabajo debe estar despejado de libros, mochilas, prendas, etc.; sólo estarán el equipo y las sustancias que se van a usar en el experimento, el manual de actividades experimentales, calculadora y un cuaderno de anotaciones (Bitácora de trabajo).
- 7. No se permite consumir alimentos y bebidas en el laboratorio.
- 8.Se debe tener cuidado al manejar sustancias peligrosas como ácidos, álcalis, sales venenosas, solventes, etc. En caso de algún percance avisar inmediatamente al profesor.
- 9. Al manejar equipos, materiales y reactivos, se debe ser cuidadoso en su traslado y conexión. Se recomienda revisar el instructivo antes de la actividad experimental y preguntar al profesor las dudas que se tengan sobre el particular.
- 10.La solicitud de los equipos, materiales y reactivos se realiza con el llenado del vale del laboratorio y presentando la credencial otorgada por la UNAM.
- 11. Si se rompe o daña material y/o equipo, éste debe reintegrarse al laboratorio antes de concluir el curso experimental.
- 12. El alumno tiene la obligación de estudiar las ORIENTACIONES ACERCA DEL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE LOS RESIDUOS, con el propósito de saber qué hacer con los residuos o desechos producidos en cada sesión experimental. Los residuos de los experimentos que deban almacenarse, deben ser depositados en los recipientes etiquetados que le indique el profesor. Tenga cuidado de no confundirse y no mezclar.
- 13.Una vez terminada la sesión experimental, el alumno deberá dejar limpio su lugar de trabajo y asegurarse de no dejar basura en las tarjas de las mesas de trabajo ni en las de lavado de material.
- 14.El alumno debe lavarse las manos con agua y jabón antes de salir del laboratorio.

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 1 LEYES DE LA ELECTRÓLISIS

### INTRODUCCIÓN

### **FARADAY Y LA ELECTRÓLISIS**

Michael Faraday (1791-1867) nació en Newington, Londres. De formación autodidacta y una inteligencia sobresaliente, hacia 1918 desarrolló aleaciones de acero inoxidable. En 1825 descubrió la existencia del benceno. Sin embargo, sus contribuciones más importantes las realizó en el campo de la electricidad. Postuló la posibilidad de transformar la energía eléctrica en otras formas de energía tales como magnetismo, luz o calor, adelantándose de este modo a la formulación del principio de la conservación de la energía. Faraday descubrió la inducción a la electromagnética. y con ello, el principio de la dínamo. En 1833 formuló las "Leyes de la Electrólisis", conocidas actualmente como "Leyes de Faraday".

### LEYES DE LA ELECTRÓLISIS

La electrólisis es la descomposición que sufren algunos compuestos químicos cuando, a través de ellos, pasa corriente eléctrica. Tal vez el experimento de laboratorio más sencillo para ilustrar el efecto sea la electrólisis del agua. Haciendo pasar una corriente continua a través de agua acidulada (agua con algunas gotas de ácido, para que conduzca la corriente eléctrica), alrededor de los electrodos (los contactos eléctricos), se forman burbujas de oxígeno e hidrógeno.

Las leyes que enunció Faraday fueron las siguientes:

- 1) El peso de una sustancia depositada es proporcional a la intensidad de la corriente y al tiempo que ésta circula.
- 2) El peso de una sustancia depositada durante la electrólisis es proporcional al peso equivalente de la sustancia cuando por el sistema pasa un Faraday.

Estas leyes se emplean actualmente en varios procesos electrolíticos como la refinación y extracción de numerosos metales activos, en electro-síntesis orgánica, etc.

### **OBJETIVOS**

- Comprobar el fenómeno de transporte iónico
- Demostrar las leyes de Faraday
- Obtener experimentalmente el valor del Faraday

### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) Buscar el uso de los siguientes instrumentos que se utilizarán en la actividad experimental: amperímetro, voltímetro, fuente de poder y el valor de la constante de Faraday.
- 2) ¿En qué posición deberán colocarse el amperímetro y el voltímetro para hacer las determinaciones adecuadas en el circuito?
- 3) Electroquímicamente, ¿qué nombre recibe cada electrodo y qué reacción ocurre en cada uno de ellos?

- 4) ¿Cómo se espera que sea la variación de la intensidad de corriente al aumentar el voltaje? Explicar si este comportamiento tiene relación con la ley de Ohm o con el fenómeno de migración iónica.
- 5) Explicar ampliamente en qué consiste la electrólisis así como su relación con el número de Avogadro y la carga del electrón.
- 6) Escriba las leyes de Faraday.
- 7) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de los reactivos que se emplearán; así como su uso, manejo y almacenamiento.
- 8) Diagrama de flujo del experimento.

### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
POR EQUIPO  4 láminas de cobre (5 x 2 cm)  2 vasos de precipitados de 25 mL  1 pipeta graduada de 5 mL  1 soporte de plástico para las placas  1 par de caimanes  Alambre para conexión  1 vidrio de reloj	1 fuente de poder 1 voltímetro (0-3 V) 1 amperímetro (0-5 A) 1 cronómetro 1 estufa (por grupo)	Etanol 3 mL CuSO <sub>4</sub> 0.5 M 10 mL H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> concentrado, 1 mL
1 pinzas Lija de agua		
POR GRUPO		
1 matraz aforado de 100 mL		
1 vaso de precipitados de 50 mL		

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Primera parte

1. Armar el siguiente dispositivo.

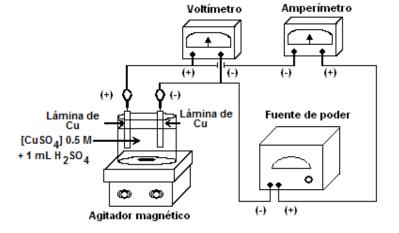


Figura 1. Dispositivo para realizar la electrólisis

- 2. Lijar los electrodos de cobre perfectamente, enjuagar con alcohol para evitar la formación de CuO.
- 3. Introducir los electrodos en la solución de CuSO<sub>4</sub> acidulada con 1 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> concentrado, según se muestra en la Figura 1.
- 4. Fijar el voltaje a 0.5 V durante 3 minutos y leer la intensidad correspondiente. Sacar con cuidado los electrodos, secar en la estufa y después pesar.
- 5. Repetir los puntos 3 y 4 aumentando el voltaje de 0.5 en 0.5 V.

### Segunda parte

- 6. Lijar nuevamente los electrodos, limpiar en alcohol etílico y pesar. Sumergirlos electrodos en la solución ácida de CuSO<sub>4</sub>, ijar la intensidad a 0.6 A, para ello ajustar el voltaje convenientemente. Dejar conectado el sistema durante 15 minutos.
- 7. Retirar con cuidado las placas de la solución, secar en la estufa, dejar enfriar y pesar.
- 8. Anotar todos estos datos para realizar los cálculos requeridos en el cuestionario experimental.

### **NOTAS**

- Evitar que los caimanes que sostienen las placas hagan contacto con la solución.
- Hacer las mediciones de tiempo con el cronómetro.
- Pesar las placas, secas y frías, lo más exacto posible.

### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

En esta práctica no se generan desechos. La solución de CuSO<sub>4</sub> se guarda en un recipiente previamente etiquetado y se almacena para reutilizar.

### TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Llenar la siguiente tabla con los resultados experimentales

				ÁNODO			CÁTOD	0
Pri	Primera parte		<b>(</b> <i>g</i> )		(g)			
			Peso	Peso	Diferencia	Peso	Peso	Diferencia
			inicial	final	P <sub>final</sub> -P <sub>inicial</sub>	inicial	final	P <sub>final</sub> – P <sub>inicial</sub>
Voltaje	Intensidad	Tiempo						
(V)	(A)	(min)						
0.5		3						
1.0		3						
1.5		3						
2.0		3						
				ÁNODO			CÁTOD	0
Sec	gunda parte			<b>(</b> <i>g</i> )			(g)	
Set	guilua parte		Peso	Peso	Diferencia	Peso	Peso	Diferencia
			inicial	final	P <sub>final</sub> – P <sub>inicial</sub>	inicial	final	P <sub>final</sub> -P <sub>inicial</sub>
Voltaje (V)	Intensidad	Tiempo						
	(A)	(min)						
	0.6	10						

### INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. Haga una gráfica de intensidad de corriente contra voltaje.
- 2. ¿Existe alguna relación entre la corriente que fluye en el circuito y la pérdida de masa del ánodo? Compare con la primera ley de Faraday.
- 3. Para una intensidad de 0.6 A, y un tiempo de 10 min, Calcule:
  - a. El número de electrones y carga eléctrica que circuló.
  - b. Determine experimentalmente la pérdida de masa del electrodo positivo.
  - c. Compare los resultados de las preguntas a y b, y concluya.
- 4. Calcule, a partir de los datos experimentales, el valor de la constante de Faraday y el porcentaje de error respecto al valor reportado en la literatura.
- 5. Investigue cual es el contenido de la segunda ley de Faraday. Mencione, en términos de esta ley, cuál debe ser el aumento de masa en el cátodo.
- 6. Reporte qué tipo de reacción se lleva a cabo en dicho electrodo.
- 7. A partir del peso de la placa negativa diga si se cumple la segunda ley de Faraday.
- 8. ¿Cuáles son sus conclusiones y comentarios personales?

### **BIBLIOGRAFÍA**

Leidler K. James. (1997). Fisicoquímica. Editorial CECSA. México.

Leonard Sauders. (1990). Fisicoquímica para estudiantes de biología, farmacia y medicina.

México: El Manual Moderno.

Maron, S. H. Prutton, C. F., (1993). Fundamentos de fisicoquímica. Editorial Limusa. México

### ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 1 LEYES DE LA ELECTRÓLISIS

### HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:		
Semestre:	Carrera:	Grupo:

### TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

				ÁNODO			CÁTOD	0
Primera parte		<b>(</b> <i>g</i> )		(g)				
			Peso	Peso	Diferencia	Peso	Peso	Diferencia
			inicial	final	P <sub>final</sub> - P <sub>inicial</sub>	inicial	final	P <sub>final</sub> – P <sub>inicial</sub>
Voltaje	Intensidad	Tiempo						
(V)	(A)	(min)						
0.5		3						
1.0		3						
1.5		3						
2.0		3						
				ÁNODO			CÁTOD	0
Sad	gunda parte			<b>(</b> <i>g</i> )			(g)	
Seí	guriua parte		Peso	Peso	Diferencia	Peso	Peso	Diferencia
			inicial	final	P <sub>final</sub> - P <sub>inicial</sub>	inicial	final	P <sub>final</sub> – P <sub>inicial</sub>
Voltaje (V)	Intensidad	Tiempo						
	(A)	(min)						
	0.6	10						

### **ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 2**

### **CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS**

### INTRODUCCIÓN

El químico sueco Svante August Arrhenius fue el primero en descubrir que algunas sustancias en disolución se encuentran en forma de iones y no de moléculas, incluso en ausencia de una diferencia de potencial eléctrico. Entre 1880 y 1890 estableció la hipótesis de que, cuando un electrolito se introduce en una disolución se disocia parcialmente en iones, además de que el grado de disociación depende de la naturaleza del electrolito y de la concentración de la disolución. Según la teoría de Arrhenius, al disolver una cantidad determinada de hidróxido de amonio en un gran volumen de agua, los iones se disocian en mayor grado que si esa misma cantidad se disuelve en un volumen menor de agua.

El físico holandés Petrus Debye desarrolló una teoría diferente sobre la disociación de los electrolitos, que fue ampliamente aceptada a partir de 1923. La llamada teoría de Debye-Hückel afirma que los electrolitos fuertes están totalmente disociados en una disolución. La tendencia de los iones a emigrar y conducir la electricidad queda retardada por las atracciones electrostáticas entre los iones de cargas opuestas y el disolvente. A medida que aumenta la concentración de la disolución, se incrementa el efecto retardante. Así, por ejemplo, una cantidad fija de cloruro de sodio resulta mejor conductor si se disuelve en un gran volumen de agua al encontrarse los iones más apartados entre sí, ejerciendo una atracción menor respecto a los demás y respecto a las moléculas del disolvente. Sin embargo, los iones no tienen libertad total para emigrar. La constante dieléctrica del disolvente es otro factor importante en las propiedades de la disolución. La disociación es mayor en un disolvente como el agua, que tiene una constante dieléctrica elevada.

### **OBJETIVOS**

- Deducir con base en mediciones experimentales el comportamiento de la conductividad específica y de la conductividad molar como función de la concentración, para diferentes tipos de electrolitos.
- Estimar el valor de la conductividad de la solución a dilución infinita para electrolitos fuertes y débiles
- Reportar qué tipo de reacción se lleva a cabo en dicho electrodo.
- A partir del peso de la placa negativa, diga si se cumple la segunda ley de Faraday. ¿Cuáles son sus conclusiones y comentarios personales?

### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) ¿Qué explica la ley de distribución iónica de Kohlrausch?
- 2) ¿Cómo se define la conductividad para una solución electrolítica?
- 3) ¿Qué diferencias existen entre la conductividad específica y la conductividad molar? ¿Cuál es la relación matemática entre ambas?
- 4) ¿Cuáles son los puntos más relevantes de la teoría de Arrhenius sobre la conductividad de las soluciones? ¿Cómo se clasifican las soluciones electrolíticas según dicha teoría?
- 5) ¿Qué observaciones explica la teoría de Debye-Hückel que no explica la teoría de Arrhenius? ¿Cuáles son las proposiciones más importantes de la teoría de Debye-Hückel?
- 6) Representar gráficamente:
  - a) La variación de la conductividad con la concentración
  - b) La conductividad molar con la dilución
  - c) La conductividad molar con respecto a la raíz cuadrada de la concentración para electrolitos fuertes y débiles.
- 7) ¿Cómo se obtiene la conductividad molar límite para un electrolito fuerte y para un electrolito débil?
- 8) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas.

### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte universal con pinzas 7 vasos de precipitados de 100 mL 1 matraz aforado de 250 mL 5 matraces aforados de 100 mL 1 Pipeta volumétrica de 25 mL 1 pipeta volumétrica de 10 mL 1 pipeta volumétrica de 5 mL 1 pipeta volumétrica de 1 mL 1 barra magnética 1 piseta	1 conductímetro con celda 1 parrilla con agitador magnético	Cloruro de sodio Ácido acético Agua destilada

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

1. Preparar las soluciones indicadas en la siguiente lista a partir de la solución más concentrada (0.1 M):

Concentración/	Volumen ( <i>mL</i> )
0.1	250
0.05	100
0.01	100
0.005	100
0.001	100
	0.1 0.05 0.01 0.005

2. Arme el siguiente dispositivo (Figura 2):

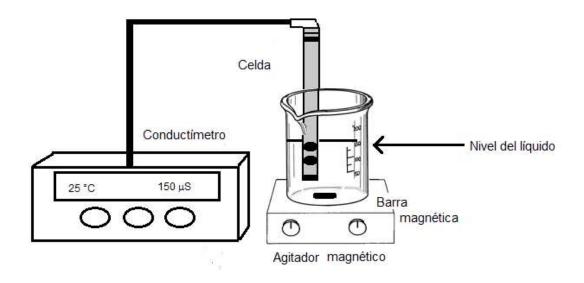


Figura 2. Montaje experimental para la medición de conductividad

- 3. Medir la conductividad de las soluciones para cada electrolito comenzando con la más diluida.
- 4. Anotar los resultados de las mediciones

### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Las soluciones de cloruro de sodio se desechan directamente en la tarja mientras que las soluciones de ácido acético se neutralizan con hidróxido de sodio y posteriormente se eliminar por el desagüe o la tarja.

### TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Concentración/ (mol/L)	Kácido acético/(Mhos)	Kcloruro de sodio (Mhos)
0.001		
0.005		
0.01		
0.05		
0.1		

### INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. A partir de los datos de la tabla de resultados, trace las siguientes gráficas para cada electrolito:
- a) κ contra c
- b)  $\Lambda_m$  contra 1/c
- c)  $\Lambda_{\rm m}$  contra  $\sqrt{c}$
- 2. Explique la diferencia entre las gráficas de  $\Lambda_m$  contra  $\sqrt{c}$  de los dos electrolitos
- 3. Utilizando la gráfica de  $\Lambda_m$  contra  $\sqrt{c}$  para el cloruro de sodio, obtenga la conductividad molar límite y discuta por qué no es posible obtener la conductividad molar límite del ácido acético por el mismo procedimiento.
- 4. Plantee una forma de obtener la conductividad molar límite para electrolitos débiles y determine la del ácido acético
- 5. Discuta el comportamiento de las soluciones estudiadas con base en los postulados de la teoría de Arrhenius y los de la teoría de Debye-Hückel.

### **BIBLIOGRAFÍA**

Duncan A. Mac. Innes (1961). *The principles of electrochemistry*. Dover Publications, Inc. New York.

Hos R. (2009). *Experimental electrochemistry: a laboratory textbook.* 1a Ed. Wiley-VCH. Weinheim, USA.

Levine, Iran N. (2004). Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. ed. México: McGraw-Hill.

Perez, N. (2004). Electrochemistry and corrosion science. 1a Ed. Kluwer, Boston

Robins, J. (1978). *Iones en solución: Introducción a la electroquímica*. México: El Manual Moderno.

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 2 CONDUCTIVIDAD EN ELECTROLITOS

### HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:			
<del></del>			
Semestre:	Carrera:	Grupo:	

### TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

Concentración/ (mol/L)	κ <sub>ácido acético</sub> /(Mhos)	K <sub>cloruro de sodio</sub> /(Mhos)
0.001		
0.005		
0.01		
0.05		
0.1		

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 3 TITULACIÓN CONDUCTIMÉTRICA

### INTRODUCCIÓN

Las determinaciones de conductividad reciben el nombre de determinaciones conductimétricas. Estas mediciones son ampliamente utilizadas en estudios de laboratorio, tales como: para establecer el contenido de sal en varias soluciones durante la evaporación del agua (por ejemplo, en agua de calderas o en la producción de leche condensada); determinar las solubilidades de sales escasamente solubles; obtener las concentraciones desconocidas de soluciones de electrolitos por titulación conductimétrica.

La titulación conductimétrica es un método práctico en la determinación de la concentración de un electrolito en solución por la medición de su conductividad durante la titulación. Este método es útil para soluciones turbias o coloreadas que no pueden ser tituladas con el empleo de indicadores ácido-base. La ventaja de este método es que puede aplicarse en la titulación de soluciones muy diluidas y también en sistemas en los que la reacción es relativamente incompleta. Una limitante de esta técnica es que se hace menos precisa al aumentar la concentración total de los electrolitos.

### **OBJETIVOS**

- Conocer los fundamentos fisicoquímicos de una titulación conductimétrica.
- Determinar la variación de la conductividad en el transcurso de una relación de valoración ácido-base.
- Calcular el punto de equivalencia para una reacción de neutralización.
- Discutir las ventajas de esta técnica analítica sobre otras con el mismo objetivo.
- Aplicar la técnica para la determinación del contenido de ácido acetilsalicílico de un analgésico comercial.

### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) ¿Qué es una titulación conductimétrica y cuál es su fundamento fisicoquímico?
- 2) ¿Por qué éste es un método analítico útil? ¿En qué tipo de reacciones es aplicable?
- 3) Establecer las contribuciones a la conductividad de las distintas especies químicas, de acuerdo a la ley de Kohlrausch, antes del punto de equivalencia, en este punto y después de él, para las distintas combinaciones de reacciones de valoración ácido-base.
- 4) Trazar las curvas teóricas de conductividad contra mL de valorante agregado para las reacciones que se estudiarán. ¿Qué ecuaciones determinan la conductividad de la solución en función de la concentración de los iones presentes para cada región de la curva de valoración?
- 5) Buscar las propiedades fisicoquímicas del ácido acetilsalicílico, su estructura y peso molecular
- 6) Revisar las propiedades físicas y químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas; así como su uso, manejo y almacenamiento.
- 7) Diagrama de flujo del experimento.

### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
Soportes universales con pinzas  1 bureta de 50 mL  2 buretas de 10 mL  1 barra de agitación  4 vasos de precipitado de 150 mL  1 matraz aforado de 100 mL  1 probeta de 100 mL	EQUIPO  1 conductímetro con celda 1 parrilla con agitador magnético	REACTIVOS  HCI 0.1 M  KOH 0.1 M  NH <sub>4</sub> OH 0.1 M  Tabletas de aspirina
<ul> <li>1 pipeta volumétrica de 10 mL</li> <li>1 piseta</li> <li>POR GRUPO</li> <li>1 mortero</li> <li>1 matraz aforado de 500 mL</li> </ul>		

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### Primera parte

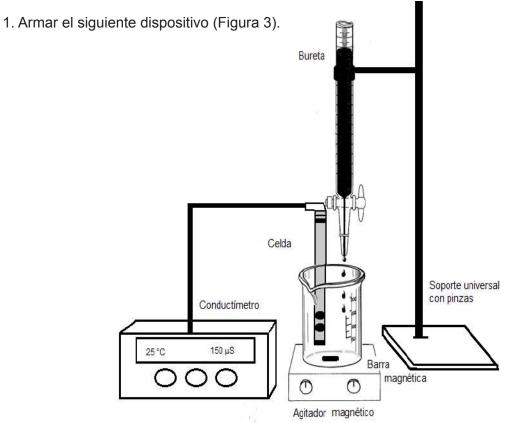


Figura 3. Titulación conductimétrica

- 2. A partir de la solución de KOH (0.1 M), preparar 100 mL de KOH 0.01M.
- 3. A partir de la solución de NH<sub>4</sub>OH (0.1 M) preparar 100 mL de NH<sub>4</sub>OH 0.01M
- 4. Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH₄OH con la solución de HCl 0.1 M, registrando la conductividad de la mezcla para cada mL agregado del valorante. Utilizar la bureta de 50 mL para agregar el ácido. Tomar al menos seis mediciones después del punto de equivalencia. Llenar las tablas de resultados.
- 5. Trazar las curvas de valoración para el KOH con HCl y el NH<sub>4</sub>OH con HCl. Registrar las mediciones y calcular la concentración exacta de las soluciones alcalinas.

### Segunda parte

- 1. POR GRUPO: Pesar la tableta de Aspirina, después pulverizar perfectamente la tableta en el mortero, pesar 0.2 g, disolverlos y aforar a 500 mL.
- 2. POR EQUIPO: Valorar 100mL de la solución de Aspirina con KOH 0.1 M, agregar volúmenes de 0.25 mL del valorante desde una bureta de 10 mL. Graficar el transcurso de la valoración. Llenar las tablas de resultados.

### **NOTAS**

- Tomar las medidas de conductividad una vez que la solución se ha homogenizado preferentemente pero sin agitar.
- Los electrodos de la celda deben estar cubiertos totalmente por la solución, agregar agua destilada si fuera necesario.
- Evitar burbujas de aire sobre los electrodos de la celda.

### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Las soluciones de hidróxido de potasio e hidróxido de amonio se neutralizan con el ácido clorhídrico y se eliminan directamente en la tarja mientras que las soluciones de ácido acetilsalicílico se eliminan por el desagüe o la tarja.

### TABLAS DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Llenar las siguientes tablas con los resultados experimentales.

PRIMERA PARTE				
Volumon (ml.) do UCLO 1.44	Conductividad/(Mhos)			
Volumen (mL) de HCl 0.1 M	KOH 0.01 <i>M</i>	NH₄OH 0.01 <i>M</i>		
S	EGUNDA PARTE			
		Conductividad/(Mhos)		
Volumen (mL) de KOH 0.1 M		Ácido acetilsalicílico		

### INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. Reporte los datos obtenidos debidamente tabulados.
- 2 Escriba cada una de las reacciones de valoración.
- 3. Trace las curvas de valoración para las reacciones de la primera parte.
- 4. Establezca las contribuciones iónicas a la conductividad en cada región de las curvas de valoración.
- 5. Determine los puntos de equivalencia de cada región.
- 6. Para la segunda parte, gra ique la curva de valoración de la Aspirina y establezca las contribuciones iónicas a la conductividad
- 7. Determine el punto de equivalencia.
- 8. Calcule el contenido de ácido acetilsalicílico de la Aspirina y compare con la información proporcionada por el fabricante.
- 9. Mencione qué otras aplicaciones tienen las medidas de conductividad

### **BIBLIOGRAFÍA**

Duncan A. Mac. Innes (1961). *The principles of electrochemistry*. Dover Publications, Inc. New York.

Hos R. (2009). *Experimental electrochemistry: a laboratory textbook*. 1a Ed. Wiley-VCH. Weinheim, USA.

Levine, Iran N. (2004). Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. ed. México: McGraw-Hill.

Perez, N. (2004). Electrochemistry and corrosion science. 1a Ed. Kluwer, Boston

Robins, J. (1978). *Iones en solución: Introducción a la electroquímica*. México: El Manual Moderno.

http://www.sadelplata.org.ar/articulos/groel\_060910.html#glosario-Conductividad

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 3 TITULACIÓN CONDUCTIMÉTRICA

### HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:			
Semestre:	Carrera:	Grupo:	

### TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

PRIMERA PARTE			
Volumen ( <i>m</i> L) de HCl 0.1 <i>M</i>	Conductividad/(Mhos)		
Volumen (mL) de HCi o. i M	KOH 0.01 <i>M</i>	NH₄OH 0.01 <i>M</i>	

SEGUNDA PARTE		
Volumen ( <i>mL</i> ) de KOH 0.1 <i>M</i>	Conductividad/ (Mhos) Ácido acetilsalicílico	

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 4 CELDAS ELECTROQUÍMICAS

### INTRODUCCIÓN

La vida moderna sería muy diferente sin las baterías. Sería preciso emplear una palanca para arrancar los motores, para dar cuerda a los relojes y comprar extensiones larguísimas con el fin de poder escuchar la radio al ir de día de campos. Es un hecho que en la actualidad se depende mucho de las baterías.

Estas baterías o celdas electroquímicas fueron desarrolladas primeramente por los científicos Luigi Galvani y Alessandro Volta, por lo que también se les denomina celda galvánica o voltaica. Las pilas son los elementos primarios irreversibles, como las pilas de linterna o de radio, mientras que celdas (baterías o acumuladores) son elementos secundarios reversibles, como las que se usan en los autos, los montacargas, las plantas telefónicas o las instalaciones solares fotovoltaicas en los consultorios del médico de la familia, círculos sociales o escuelas rurales. La celda electroquímica es un dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redo espontánea en donde la sustancia oxidante está separada de la reductora, de manera que los electrones deben atravesar un alambre de la sustancia reductora hacia el oxidante. Conceptualmente, sin que resulte una dualidad por lo expresado respecto a la pila eléctrica, podemos denominar con el nombre de celda electroquímica a cualquier dispositivo capaz de generar y entregar energía a partir de reacciones químicas.

Dentro de los *tipos de celdas electroquímicas* se encuentran:

- Acumulador de plomo
- Pilas secas
- Celdas de concentración
- Celdas de aireación diferencial

En la actualidad estas celdas han adquirido gran importancia. La vida cotidiana sería inconcebible sin la presencia de éstas. Actividades como usar una cámara de video para tomar película o hablar por teléfono celular no podrían realizarse; tampoco el ver televisión, o encender una laptop fuera de casa. Estas son todas las actividades que necesitan la presencia de pilas para su funcionamiento.

También son importantes en circunstancias vitales, por ejemplo, para las personas que usan un marcapasos artificial, que es un artefacto que necesita pilas, aunque en general casi todos implementos médicos necesitan de las pilas. Por lo tanto, se podría concluir que las pilas son necesarias, e incluso, indispensables en la vida del hombre para el funcionamiento cotidiano de varios aparatos eléctricos.

### **OBJETIVOS**

- Fijar los conceptos de celda electroquímica de precipitación, de concentración y redox.
- · Comprender el concepto de batería.
- Medir la FEM de celdas de precipitación, concentración y redox.
- Plantear las reacciones que se llevan a cabo en ellas.
- Construir una tabla de potenciales redox para los sistemas manejados.

### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) Investigar qué es una celda electroquímica y dar una clasificación con base en el origen de su FEM.
- 2) Buscar el concepto de batería y encontrar la cadena electroquímica del acumulador plomo-ácido.
- 3.Definir qué es oxidación y reducción, además, mencionar en qué electrodos se lleva a cabo cada una de ellas y qué polaridad tiene cada uno de ellos.
- 4) Investigar qué significa que la FEM de una celda sea positiva. Plantear qué signo deberá tener el  $\Delta G$  de la reacción.
- 5) Buscar cuál es la ecuación de Nernst y la aplicación que se le da.
- 6) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas; así como su uso, manejo y almacenamiento.
- 7) Diagrama de flujo del experimento

### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
9 vasos de precipitados de 10 mL	Multímetro digital con	Soluciones acuosas
16 puentes salinos (agar-agar)	alambres para conexiones	(10 mL c/u):
pequeños		[AgNO <sub>3</sub> ]1M
2 matraces aforados de 10 mL		$[Zn(NO_3)_2]1M$
2 m de alambre para conexiones		$[Pb(NO_3)_2]1M$
1 piseta de agua destilada		[KI]1M
6 caimanes con alambre		[CuSO <sub>4</sub> ]1M
1 lija de agua		[H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ]1M
Agitador de vidrio		[CuSO <sub>4</sub> ]0.1 M y 0.01M
Espátula		3 láminas de Cu
		3 láminas de Pb
		1 lámina de Zn
		1 lámina de Pb/PbO <sub>2</sub>
		1 lámina de Ag

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 1. Limpiar las 9 láminas perfectamente (lijar y enjuagar con etanol)
- 2. Construir los sistemas mostrados en la Figura 4.1
- 3. Etiquetar o señalar el número correspondiente a cada vaso de precipitados y colocar las láminas siguiendo el orden de la Figura 4.1

4. Agregar las soluciones en cada vaso de precipitados de acuerdo a lo indicado en la figura 4.2

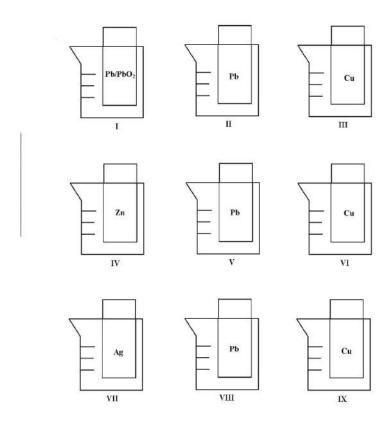


Figura 4.1. Esquema de colocación de las semiceldas

"["	"  "	"  ]"
$(Pb/PbO_2)$	(Pb)	(Cu)
$[H_2SO_4] = 1M$	$[H_2SO_4] = 1M$	$[CuSO_4] = 0.1M$
"IV"	"V"	"VI"
(Zn)	(Pb)	(Cu)
$[Zn(NO_3)_2] = 1M$	$[Pb(NO_3)_2] = 1M$	$[CuSO_4] = 1M$
"VII"	"VIII"	"IX"
(Ag)	(Pb)	(Cu)
$[AgNO_3] = 1M$	[KI] = 1M	$[CuSO_4] = 0.01M$

Figura 4.2. Orden de las soluciones

### 5. Construir las siguientes celdas:

a) 
$$Cu_{(s)}/Cu^{2+}_{(0.1M))}//Cu^{2+}_{(1M)}/Cu_{(s)}$$
 III- VI b)  $Cu_{(s)}/Cu^{2+}_{(0.01M)}//Cu^{2+}_{(1M)}/Cu_{(s)}$  IX- VI

- a) Utilizar el puente salino para unir las semiceldas.
- b) Apoyarse en la Figura 4.3. para tomar la lectura de la F.E.M de las celdas requeridas.

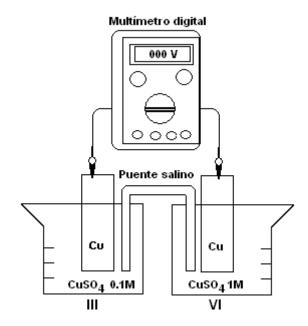


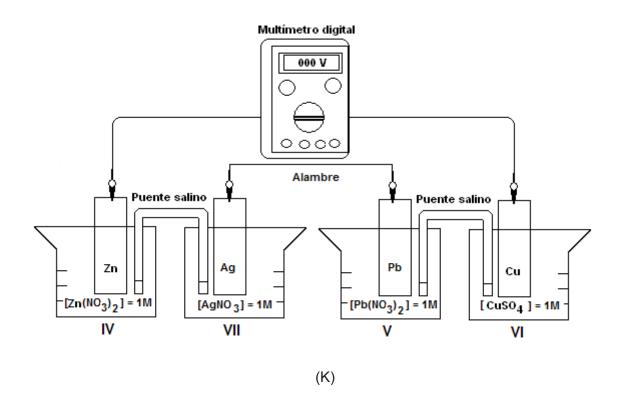
Figura 4.3. Celda electroquímica y conexiones

- c) Anotar el valor experimental de la FEM de cada celda registrado en el multímetro.
- d) Enjuagar los puentes salinos con agua destilada después de cada medición.

6. Construir las siguientes celdas siguiendo la metodología anterior. Anotar la FEM experimental correspondiente a cada celda.

c) $Pb_{(s)}/PbI_{2(s)}$ , $F_{(1M)}//Pb^{2*}_{(1M)}/Pb_{(s)}$	VIII-V
d) $Pb_{(s)} / PbSO_{4(s)} SO_4^{2-}_{(1M)} // Pb^{2+}_{(1M)} / Pb_{(s)}$	II-V
e) $Pb_{(s)}/PbSO_{4(s)}$ , $SO_4^{2-}_{(1M)}/PbSO_{4(s)}$ , $SO_4^{2-}_{(1M)}/PbO_{2(s)}/Pb$	11-1
f) $Pb_{(s)}/Pb^{2+}_{(1M)}//Zn^{2+}_{(1M)}/Zn_{(s)}$	V-IV
g) $Pb_{(s)}/Pb^{2+}_{(1M)}//Ag^{+}_{(1M)}/Ag_{(s)}$	V-VII
h) $Pb_{(s)}/PbSO_{4(s)}$ , $SO_4^{2-}$ (1M) $// Cu^{2+}$ (1M) $// Cu_{(s)}$	II-VI
i)Pb <sub>(s)</sub> / Pb <sup>2+</sup> (1M) // Cu <sup>2+</sup> (1M) / Cu <sub>(s)</sub>	V-VI
j) Zn / Zn <sup>2+</sup> (1M) // Ag <sup>+</sup> (1M) / Ag <sub>(s)</sub>	IV-VII

7. Construir las baterías mostradas en la figura 4.4 y medir la FEM.



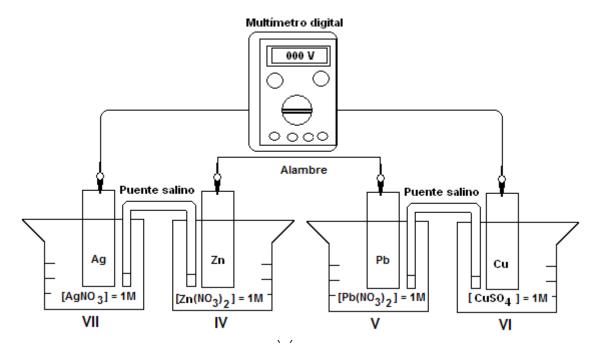


Figura 4.4. Baterías (k) y (l)

### NOTA 1

 Valores de la FEM de algunas cadenas electroquímicas propuestas pueden tener signo negativo, comente a que se debe y haga las correcciones convenientes. Comente sus observaciones.

### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Envasar y etiquetar las disoluciones adecuadamente para ser reutilizadas.

### NOTA 2

• TENER CUIDADO EN NO REVOLVER LAS DISOLUCIONES, PUES SE CONTAMINARÍAN. SON IONES METÁLICOS PESADOS Y CONTAMINADOS NO SE PUEDEN REUTILIZAR.

#### TABLAS DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Complete la siguiente tabla con los datos experimentales obtenidos. Realice los cálculos necesarios.

Celda o	Reacción de la celda	Potencial	Potencial	F ()A	F ()A
Cadena	Reaccion de la celua	Ánodo	Cátodo	E <sub>calc</sub> (V)	E <sub>exp.</sub> ( <i>V</i> )
a) III-VI					
b) IX-VI					
c) VIII-V					
d) II-V					
e) II-I					
f) V-IV					
g) V-VI					
h) II-VI					
i) V-VI					
j) IV-VII					
k) IV-VII-					
V-VI					
l) VII-IV-					
V-VI					

### NOTA 3

Entregar todos los cálculos y consideraciones realizadas.

#### INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. Clasifique a las celdas construidas de acuerdo a los siguientes tipos:
  - a) Precipitación
  - b) Concentración
  - c) Redox
- 2. Elabore una tabla de potenciales electroquímicos para las semireacciones de las celdas construidas, en orden creciente, a partir de la consideración siguiente:

$$E_{Pb^{2+}/Pb}^{0} = -0.126V$$

- 3. Realice el análisis de los datos de la tabla construida en el punto 2, compare los resultados experimentales con los datos calculados teóricamente para las mismas semirreacciones.
- 4. Anote sus observaciones y concluya sobre el experimento.

#### **BIBLIOGRAFÍA**

Baca, G. & Lewis, D. A., (1978) "Electrochemistry in a nutshell" Journal of Chem. Educ. 55 (12) p.p. 804-806

Leidler K. James. (1997) Fisicoquímica. México: CECSA.

Levine, I. N. (2004). Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. ed. México: McGraw-Hill.

Pérez, N. (2004). *Electrochemistry and corrosion science*. 1<sup>a</sup> Ed. Kluwer, Boston.

Robins, J. (1978). *Iones en solución: Introducción a la electroquímica.* México: El Manual Moderno.

Villareal, E. D. (1971). Fuentes electroquímicas de corriente. México: Limusa-Wiley.

http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energía/Energía16/HTML/artículo04.htm

http://www.geocities.com/athens/forum/7049/pilas.pdf

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 4 CELDAS ELECTROQUÍMICAS

# HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:					
Semestre:	Carrera:	Grupo:			

# TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

Celda o Cadena	Reacción de la celda	Potencial Ánodo	Potencial Cátodo	E <sub>calc</sub> (V)	E <sub>exp.</sub> ( <i>V</i> )
a) III-VI					
b) IX-VI					
c) VIII-V					
d) II-V					
e) II-I					
f) V-IV					
g) V-VI					
h) II-VI					
i) V-VI					
j) IV-VII					
k) IV-VII-					
V-VI					
l) VII-IV-					
V-VI					

# PROPIEDADES TERMODINÁMICAS DE UNA CELDA ELECTROQUÍMICA

#### INTRODUCCIÓN

Lo FEM de una celda electroquímica,  $E_c$ , depende de la temperatura. A partir de la variación de la  $E_c$  con T, siendo este parámetro el coeficiente de temperatuara de la celda a presión constante. Éste será determinado experimental y cuidadosamente con la ecuación que resulte de la FEM, en función de la temperatura. Con este parametro, la Ec y las ecuaciones correspondientes, se pueden realizar los cálculos para la obtención de las propiedades termodinámicas de la celda.

Con la inalidad de calcular dichas propiedades se utiliza una celda tipo Daniell, conocida desde 1836 y que se ha usado ampliamente con determinadas variantes de construcción. Está formada por un electrodo de zinc, sumergido en una disolución de sulfato de zinc y un electrodo de cobre sumergido en una disolución de sulfato de cobre, ambas soluciones están contenidas en recipientes diferentes y son conectadas eléctricamente con un puente salino. (Figura 5.1).

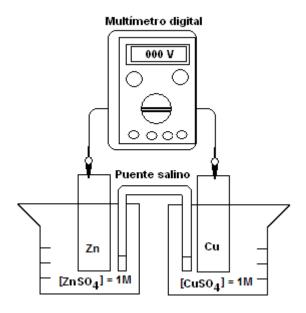


Figura 5.1. Celda de Daniell

#### **OBJETIVOS**

- Determinar experimentalmente el coeficiente de temperatura de la FEM.
- Calcular las propiedades termodinámicas de la celda .(ΔH, ΔSy ΔG)

#### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) Investigar la clasificación de las celdas electroquímicas, con base en su uso, y ubicar a la celda Daniell dentro de ésta.
- 2) Dar las reacciones que ocurren en la celda que se va a construir. Decir cuál es el ánodo, cuál es el cátodo y calcular la FEM teórica en condiciones estándar.
- 3) Hacer el esquema de una celda galvánica y de una voltaica, y decir en qué se diferencian éstas de una celda electrolítica.
- 4) Existe un parámetro importante que se puede conocer al estudiar la variación de la FEM de una celda con la temperatura. Buscar este parámetro y en qué unidades se expresa.
- 5) Encontrar las ecuaciones que permitan calcular  $\Delta H$ ,  $\Delta Sy \Delta G$  de la celda en función de la FEM y de  $(\delta E/\delta T)_P$ .
- 6) Recordando que  $\Delta G = \Delta H T \Delta S$  y considerando  $\Delta$  H  $\Delta$  S constantes, determinar qué de curva se obtiene al graficar  $\Delta G$  vs T
- 7) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas; así como su uso, manejo y almacenamiento.
- 8) Diagrama de flujo del experimento

#### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 puente salino 1 matraz aforado de 100 mL	1 parrilla con termóstato	Soluciones acuosas (10 mL c/u): [CuSO4] 1M
1 cristalizador para baño		[ZnSO₄] 1M
maría		Lámina de cobre
1 lija de agua		Lámina de zinc
1 piseta		Etanol
1 termómetro digital		Hielo

#### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 1. Limpiar perfectamente las láminas de cobre y de zinc.
  - a) Lijar para eliminar óxidos
  - b) Limpiar con una torunda de algodón impregnada con etanol.
- 2. Construir la celda (ver la Figura 5.1) y sumergirla en baño de hielo.
  - a) Tener cuidado que los caimanes no toquen las soluciones.
  - b) Tomar en cuenta la polaridad de los electrodos al conectarlos al multímetro.

- 3. Colocar la celda con el baño en la parrilla, cubrirla con hielo, esperar que la temperatura disminuya a 5°C.
- 4. Medir la FEM y anotar el resultado.
- 5. Calentar lentamente. Medir y anotar la FEM a temperaturas comprendidas en el intervalo de 5°C a 40°C. Procurar, en lo posible, que el sistema se encuentre en equilibrio térmico.
- 6. Regresar las soluciones sin contaminar a los frascos correspondientes.

# ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUO

Envasar y etiquetar las disoluciones adecuadamente para ser reutilizadas.

#### **NOTA**

• TENER CUIDADO DE NO REVOLVER LAS DISOLUCIONES, PUES SE CONTAMINARÍAN. SON IONES METÁLICOS PESADOS Y CONTAMINADOS NO SE PUEDEN REUTILIZAR.

#### TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Completar la siguiente tabla con los datos experimentales obtenidos. Realizar los cálculos necesarios. ENTREGAR TODOS LOS CÁLCULOS REALIZADOS.

T (°C)	FEM(V)	$\frac{\partial E}{\partial T}$	$\Delta G$	$\Delta H$	Δ <b>S</b>

### INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1) Grafique  $E_c vs T$
- 2) Exprese la FEM de la celda como función de la temperatura en la forma polinomial:  $E_c = a + bT + cT^2$ y determine los valores de las constantes a,b y c.
- 3) Obtenga para la ecuación anterior la primera y la segunda derivadas de la FEM con respecto a la temperatura.
- 4) Haga los cálculos necesarios y llene la tabla de resultados experimentales.
- 5) Grafique  $\triangle G \ vs \ T$
- 6) Calcule, con sus datos experimentales,  $\Delta G$ ,  $\Delta H$  y  $\Delta S$  en condiciones estándar y compare con los calculados teóricamente. Sacar el porcentaje de error.

termodinámica: "Una celda electroquímica produce una FEM aún cuando se le suministre corriente".

8) De sus conclusiones del experimento.

## **BIBLIOGRAFÍA**

Baca, G. & Lewis, D. A., (1978) "Electrochemistry in a nutshell" Journal of Chem. Educ. 55 (12) p.p. 804-806

Leidler K. James. (1997) Fisicoquímica. México: CECSA.

Levine, I. N. (2004). Fisicoguímica. Vol. 2. 5a. ed. México: McGraw-Hill.

Pérez, N. (2004). *Electrochemistry and corrosion science*. 1<sup>a</sup> Ed. Kluwer, Boston.

Robins, J. (1978). *Iones en solución: Introducción a la electroquímica.* México: El Manual Moderno.

Villareal, E. D. (1971). Fuentes electroquímicas de corriente. México: Limusa-Wiley.

http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energía/Energía16/HTML/artículo04.htm

http://www.geocities.com/athens/forum/7049/pilas.pdf

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 5 PROPIEDADES TERMODINÁMICAS DE UNA CELDA ELECTROQUÍMICA

## HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:						
Semestre:	Carrera:	Grupo:				

# TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

T (°C)	FEM(V)	$\frac{\partial E}{\partial T}$	$\Delta G$	$\Delta H$	$\Delta S$

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 6 CORROSIÓN

#### INTRODUCCIÓN

La corrosión se define como el deterioro de un material a consecuencia de un ataque electroquímico por su entorno. Siempre que la corrosión esté originada por una reacción electroquímica (oxidación), la velocidad a la que tiene lugar dependerá en alguna medida de la temperatura, la salinidad del fluido en contacto con el metal y las propiedades de los metales en cuestión. Otros materiales no metálicos también sufren corrosión mediante otros mecanismos. Los más conocidos son las alteraciones químicas de los materiales a causa del aire, como la herrumbre del hierro y el acero o la formación de pátina verde en el cobre y sus aleaciones (bronce, latón).

Sin embargo, la corrosión es un fenómeno mucho más amplio que afecta a todos los materiales (metales, cerámicas, polímeros, etc.) y todos los ambientes (medios acuosos, atmósfera, alta temperatura, etc.).

Es un problema industrial importante, pues puede causar accidentes (ruptura de una pieza) y, además, representa un costo importante, ya que se calcula que cada pocos segundos se disuelven cinco toneladas de acero en el mundo, procedentes de unos cuantos nanómetros o picnómetros, invisibles en cada pieza pero que, multiplicados por la cantidad de acero que existe en el mundo, constituyen una cantidad importante. La corrosión es un campo de las ciencias materiales que invoca a la vez nociones de química y física.

La corrosión de los metales es un fenómeno natural que ocurre debido a la inestabilidad termodinámica de la mayoría de los metales. En efecto, salvo raras excepciones (el oro, el hierro de origen meteorítico) los metales están presentes en la Tierra en forma de óxido, y en los minerales (como la bauxita si es aluminio, la hematita si es hierro). Desde la prehistoria, toda la metalurgia ha consistido en reducir los óxidos en bajos hornos, luego en altos hornos, para obtener los metales.

#### **OBJETIVOS**

- Apreciar experimentalmente el fenómeno de corrosión.
- Analizar factores que influyen en el fenómeno.
- Determinar velocidad de corrosión en diferentes medios.

#### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- 1) Investigar qué es el fenómeno de corrosión.
- 2) Buscar qué tipos de corrosión se encuentran reportados para metales.
- 3) Revisar qué factores afectan el fenómeno de corrosión y de qué forma. Hacer una tabla comparativa.
- 4) Investigar el diagrama de E vs pH para la corrosión electroquímica del Fierro (Fe) en medio ácido.

Electroquímica para I.Q.

- 5) Algunos metales se corroen más rápido que otros en un mismo medio de corrosión. Investigar por qué ocurre esto y dar el fundamento fisicoquímico.
- 6) Buscar cómo se calcula la velocidad de corrosión y en qué unidades se puede expresar.
- 7) Mencionar cuáles son las formas de corrosión más peligrosas y sus causas.
- 8) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de los reactivos que se emplearán; así como su uso, manejo y almacenamiento.

## **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	RE	ACTIVOS
4 vasos de precipitados de 10 mL	1 parrilla con termostato	Soluciones a	cuosas:
2 vasos de precipitados de 20 mL		[NaCl]	50 mL al 0.1%
2 termómetros		[HCI]	50 mL al 10%
1 caja de petri		[NaOH]	25 mL al 1N
3 matraces de 10 mL		$[K_4Fe(CN)_6]$	25 mL al 0.5N
3 puentes salinos		Gotas al 2%	(fc)
6 caimanes		Láminas 2.5	cm x 0.5 cm:
Alambre para conexiones		1 aluminio	
1 lija de agua		3 hierro	
Cinta adhesiva		1 cobre	
1 piseta		1 clavo	
2 matraces volumétricos de 25 mL		Fenolftaleína	a (ff) (gotas)
2 matraces volumétricos de 50 mL		Etanol	
		Agar–agar	

### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 1. Limpiar perfectamente las láminas
  - a) Lijar para eliminar óxidos.
  - b) Enjuagar con etanol.
  - c) Pesar las láminas lo más exacto posible
- 2. Preparar la solución de agar-agar como se indica en la NOTA 1.
- 3. Construir las siguientes celdas:

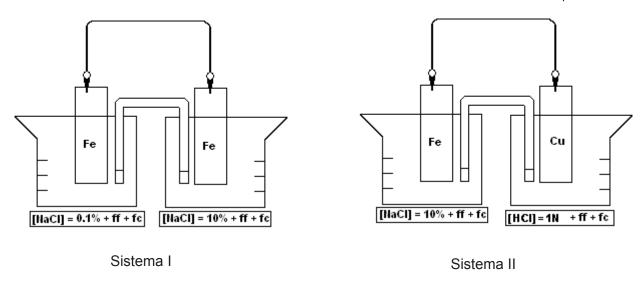


Figura 6.1. Sistemas de corrosión

- a) Observar los cambios producidos en cada sistema. Dejar mínimo por 20 minutos.
- b) Anotar y reportar observaciones.
- c) Cuidar que los caimanes no toquen la solución

## Construir los siguientes sistemas:

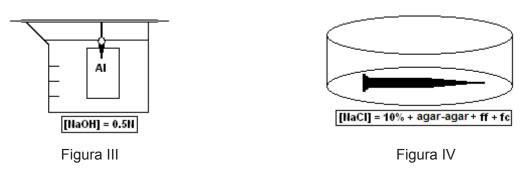


Figura 6.2. Sistemas de corrosión

- a) Observar los cambios producidos en los sistemas.
- b) Secar, limpiar y pesar las placas.
- c) Anotar las observaciones en la tabla de resultados.
- d) Construir los sistemas I, II y III y calentar entre 40-45 °C. Reportar sus observaciones.

#### **NOTA**

• Calentar a ebullición 30 *mL* solución de NaCl al 10% y agregar 0.5 g de agar-agar, agregar las gotas de ff y de fc y vaciar caliente sobre el clavo.

#### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Vaciar las soluciones que contienen hierro en el recipiente asignado para su confinamiento. Neutralizar el NaOH con el HCl y vaciar en la tarja.

# TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Completar la siguiente tabla con las observaciones experimentales realizadas.

	OBSERVACIONES				
Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV		
A te	emperatura entre 40	-45°C			
Sistema I	Sistema II	Sistema III			

# INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. Justifique los fenómenos observados en cada celda o sistema.
- 2. Explique cómo se comporta cada uno de los metales involucrados en cada sistema. Proporcione las reacciones que se llevan a cabo en cada uno de ellos.
- 3. Justifique qué reacción sufre la fenolftaleína y por qué el cambio de coloración.
- 4. Calcule las velocidades de corrosión en cada uno de los sistemas. ¿A qué tipo de corrosión pertenecen?
- 5. Mencione en qué consiste el tipo de corrosión por lixiviación selectiva y en qué tipo de materiales se presenta
- 6. Concluya acerca del experimento.

### **BIBLIOGRAFÍA**

Uhlig, H. H., Revie, R. W. (1985). Corrosion and corrosion control. 3rd Edition. USA: John Wiley & Sons.

Leidler K. James. (1997). Fisicoquímica. México: CECSA.

Levine, I. N. (2004). Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. ed. México: McGraw-Hill.

Pérez, N. (2004). Electrochemistry and corrosion science. 1<sup>a</sup> Ed. Boston, USA: Kluwer.

Robins, J. (1978). *Iones en solución: Introducción a la electroquímica.* México: El Manual Moderno.

Villareal, E. D. (1971). Fuentes electroquímicas de corriente. México: Limusa-Wiley.

http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energía/Energía16/HTML/artículo04.htm

http://www.geocities.com/athens/forum/7049/pilas.pdf

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 6 CORROSIÓN

# HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:						
Semestre:	Carrera:	Grupo:				

# TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS

OBSERVACIONES					
Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV		
	emperatura entre 40				
Sistema I	Sistema II	Sistema III			

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 7 PROTECCIÓN CATÓDICA

#### INTRODUCCIÓN

La protección catódica es una técnica de control de la corrosión que está siendo aplicada cada día con mayor éxito en el mundo entero, en qué cada día se hacen necesarias nuevas instalaciones de ductos para transportar petróleo, productos terminados, agua, así como para tanques de almacenamientos, cables eléctricos y telefónicos enterrados y otras instalaciones importantes. En la práctica se puede aplicar protección catódica en metales como el acero, cobre, plomo, latón y aluminio, contra la corrosión en todos los suelos y en casi todos los medios acuosos. De igual manera, se puede eliminar el agrietamiento por corrosión bajo tensiones por corrosión, corrosión intergranular, picaduras o tanques generalizados.

Como condición fundamental, las estructuras componentes del objeto a proteger y del elemento de sacrificio o ayuda, deben mantenerse en contacto eléctrico e inmerso en el electrólito. Aproximadamente la protección catódica presenta sus primeros avances en el año de 1824 en que Sir Humphrey Davy recomienda la protección del cobre de las primeras embarcaciones, uniéndolo con hierro o zinc; obteniéndose una apreciable reducción del ataque al cobre, a pesar de que se presentó el problema de ensuciamiento por la proliferación de organismos marinos, habiéndo rechazado el sistema por problemas de navegación.

En 1850, y después de un largo período de estancamiento, la marina Canadiense, mediante un empleo adecuado de pinturas con antiorganismos y anticorrosivos, demostró que era factible la protección catódica de embarcaciones con mucha economía en los costos y en el mantenimiento. A esta protección se debe agregar la ofrecida por los revestimientos, por ejemplo las pinturas, casi la totalidad de los revestimientos utilizados en instalaciones enterradas, aéreas o sumergidas; son pinturas industriales de origen orgánico, pues el diseño mediante ánodo galvánico requiere el cálculo de algunos parámetros que son importantes para proteger estos materiales, como son: la corriente eléctrica de protección necesaria, la resistividad eléctrica del medio electrólito, la densidad de corriente, el número de ánodos y la resistencia eléctrica que finalmente ejercen influencia en los resultados.

#### **OBJETIVOS**

- Revisar el concepto de protección contra la corrosión
- Establecer las diferencias para los métodos de protección electroquímica.
- Construir sistemas para observar cómo se imparte la protección catódica por ánodo de sacrificio y por corriente impresa.

#### **ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO**

- Mencionar cuatro formas diferentes de proteger una superficie metálica contra la corrosión.
   Describir brevemente.
- 2) Investigar qué es y en qué consiste la protección catódica.
- 3) ¿Con qué métodos se puede impartir la protección catódica? Describir cada uno.
- 4) Señalar en un diagrama de Evans la región donde se aplica la protección catódica.
- 5) Investigar los cálculos que se realizan para los dos tipos de protección catódica.

- 6) Revisar las propiedades físicas, químicas y toxicológicas de los reactivos que se emplearán; así como su uso, manejo y almacenamiento.
- 7) Diagrama de flujo del experimento.

### **EQUIPO, MATERIALES Y REACTIVOS**

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
3 vasos de precipitados de 10 mL	1 fuente de poder	Soluciones acuosas:
1 matraz aforado de 25 mL	1 amperímetro	[NaCl] 25 mL al 10%
Cinta adhesiva		[K4Fe(CN)6] gotas al 2 % (fc)
Caimanes		Fenolftaleína (ff) (gotas)
Alambre para conexiones		Láminas 2.5 cm x 0.5 cm:
3 puentes salinos		1 acero inoxidable
1 lija de agua		3 hierro
1 piseta		1 cobre
		1 zinc
		1 magnesio
		1 alambre de platino
		Etanol

#### PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

- 1) Limpiar perfectamente y pesar las láminas como se indica a continuación:
  - a) Lijar para eliminar óxidos
  - b) Limpiar con etanol
  - c) Pesar y anotar los datos
- 2) Armar los siguientes sistemas:

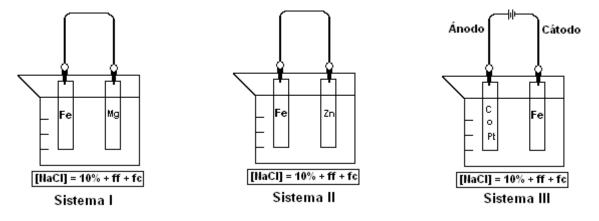


Figura 7.1. Diferentes sistemas de protección catódica

- 3) Observar los cambios producidos en cada sistema.
- 4) Secar y pesar los electrodos.
- 5) Reportar observaciones.

#### **NOTA**

• En el circuito de protección catódica por corriente impresa (Sistema III), tener cuidado en las conexiones al ánodo y al cátodo. Investigar el intervalo de vire del indicador y procurar que el pH de la fenolftaleína esté cerca del intervalo de vire.

#### ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Vaciar las soluciones que contienen hierro en el recipiente asignado para su confinamiento.

#### TABLA DE RESULTADOS EXPERIMENTALES

Complete la siguiente tabla con las observaciones experimentales.

SISTEMA I	SISTEMA II	SISTEMA III

# INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

- 1. Explique qué sucede en cada sistema.
- 2. De las reacciones correspondientes en cada electrodo para cada una de las celdas construidas en este experimento.
- 3. ¿Qué metales y aleaciones se usan comúnmente para la protección catódica por ánodos de sacrificio?
- 4. Calcule las velocidades de corrosión para los metales usados para la protección catódica por ánodo de sacrificio.
- 5. Comente donde se usa comúnmente la protección catódica.

- 6. Mencione por qué la protección catódica generalmente se combina con otros métodos de protección.
- 7. ¿En qué se fundamenta el cálculo para el cambio oportuno de los ánodos de sacrificio?
- 8. ¿Por qué se debe de tener cuidado en las conexiones para la protección catódica por corriente impresa?

### **BIBLIOGRAFÍA**

Ávila, J., Genescá, J, (2002). *Más allá de la herrumbre I.* 3ª ed. México: La ciencia para todos.

Ávila, J., Genescá, J., (2003). Más allá de la herrumbre II, 3ª ed. México: La ciencia para todos.

González, J.A., Iranda, J.M; Birbilis, N. Feliu, S. (2005). "Electrochemical techniques for studying corrosion of reinforcing steel: Limitations and advantages". *Corrosión*, Vol. 61.

Ulich, H. (1999). Corrosión y control de la corrosión. 7a ed. España: URMO.

http://www.imt.mx/archivos/Publicaciones/PublicacionTecnica/pt290.pdf

http://www.fisicanet.com.ar/quimica/corrosion/ap02\_corrosion.php

http://www.pemex.com/files/content/NRF-017-PEMEX-20071.pdf

# ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 7 PROTECCIÓN CATÓDICA

# HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR

Integrantes del equipo:						
Semestre:		Carrera:	Grupo:			
	TABLA DE RECOPILACIÓN DE DATOS					
	SISTEMA I	SISTEMA II	SISTEMA III			

