

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTILÁN**

SUPERFICIES, COLOIDES, ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN

(ACTIVIDADES EXPERIMENTALES)



Edición **UNAM** **es** **FESC**



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

SUPERFICIES, COLOIDES, ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN (ACTIVIDADES EXPERIMENTALES)

CARRERA: QUÍMICA INDUSTRIAL
**ASIGNATURA: FENÓMENOS SUPERFICIE
E IONES EN SOLUCIÓN**

CLAVE CARRERA:
CLAVE ASIGNATURA:

Autores:

Juana Cabrera Hernández
Graciela Martínez Cruz
María del Rosario Rodríguez Hidalgo

2012

Contenido

Introducción	7
Objetivos	9
Lista de actividades experimentales y unidades temáticas	10
Normas de Laboratorio (Reglamento Interno de los Laboratorios de Fisicoquímica)	11
Primera parte del curso experimental. Superficies y coloides	13
Actividad experimental No. 1 Determinación de la tensión superficial de líquidos puros por el Método de Elevación Capilar	14
Actividad experimental No. 2 Efecto de la temperatura sobre la tensión superficial	20
Actividad experimental No. 3 Determinación del exceso de soluto superficial mediante la Ecuación de Adsorción de Gibbs	25
Actividad experimental No. 4 Determinación de la energía libre estándar de Micelización	31
Actividad experimental No. 5 Isotermas de adsorción de ácido acético sobre carbón activado	39
Actividad experimental No. 6 Preparación, difusión y purificación de Sistemas dispersos	44
Actividad experimental No. 7 Propiedades eléctricas de Sistemas dispersos	50
Segunda parte del curso experimental. Electroquímica y corrosión	57
Actividad experimental No. 8 Leyes de la Electrólisis	58
Actividad experimental No. 9 Conductividad de electrolitos	67
Actividad experimental No. 10 Titulación condumétrica	72
Actividad experimental No. 11 Celdas electroquímicas	80
Actividad experimental No. 12 Propiedades termodinámicas de una celda electroquímica	89
Actividad experimental No. 13 Corrosión	95
Actividad experimental No. 14 Protección catódica	101

Introducción

La asignatura de Fisicoquímica de superficies e iones en solución forma parte de las asignaturas que proporcionan al estudiante los conocimientos requeridos que otorgan el carácter profesional además que da pauta a involucrarse en las asignaturas optativas que le permitirán incursionar en otras áreas del conocimiento, como por ejemplo los paquetes terminales: Tecnología de Materiales, y Electroquímica Aplicada.

En el Plan de estudios del Químico Industrial se cita que “el campo laboral del Químico Industrial, se encuentra ubicado en el desarrollo e innovación de diferentes sectores productivos del país, entre los más importantes se pueden mencionar la industria de la transformación en donde incide en la elaboración de productos de consumo industrial como son los energéticos o bien productos metal-mecánicos, papel, textiles, plásticos, detergentes, pigmentos y pinturas, materias primas petroquímicas, fibras sintéticas; en la industria extractiva de los recursos naturales tanto de origen orgánico e inorgánico se pueden mencionar los barbasco, grasas y aceites, azúcares, petróleo, productos inorgánicos de origen mineral, ferrosos y no ferrosos, azufre, carbón, uranio; y de la industria del consumo humano tanto de origen animal como vegetal se tienen los productos de uso agrícola como fer-

tilizantes, pesticidas y fitohormonas, productos cárnicos, lácteos, cereales, frutas y legumbres industrializados, 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 Fisicoquímica de superficies e iones en solución, tiene asignadas 3 horas teóricas y 3 horas de laboratorio.

El Manual de Actividades Experimentales de Superficies, Coloides, Electroquímica y Corrosión de para la asignatura de Fisicoquímica de superficies e Iones en Solución de la Licenciatura de Química Industrial está diseñado para la modalidad “prácticas o experimentos de laboratorio”.

Esta asignatura contribuye a su formación profesional la cual le dará la capacidad de adquirir en conjunto con las demás disciplinas, los conocimientos, habilidades, aptitudes y actitudes para enfrentar con éxito retos que implica la innovación y desarrollo de áreas tales como los procesos biotecnológicos, el monitoreo, inspección y vigilancia de contaminantes en el medio ambiente, el desarrollo de nuevos materiales, como fibras, colorantes y cerámicos avanzados, entre otros y en alternativas energética

El laboratorio se conforma por 10 sesiones experimentales en las cuales se desarrollan las 12 actividades experimentales diseñadas en el Manual de Actividades Experimentales de las cuales 7 corresponden al estudio de la Fisicoquímica de Superficies y 7 al estudio de la Electroquímica, cada actividad experimental es 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. HOJA DE RESULTADOS PARA EL PROFESOR; 10. BIBLIOGRAFÍA.

Estas actividades experimentales fueron diseñadas para cumplir con las características de un egresado de la Licenciatura en Química Industrial el cual “se distingue por ser un profesional ético, honesto, responsable, respetuoso y comprometido con las necesidades y valores de su

comunidad, con espíritu emprendedor, capaz de adaptarse y generar cambios en su entorno por medio de ideas y alternativas novedosas”.

Parte importante del Manual de Actividades Experimentales es desarrollar la conciencia por el cuidado y responsabilidad que cómo profesional de la Química debe tener con el medio ambiente, por ello los reactivos utilizados en cada una de las actividades experimentales, se encuentran dentro de los estándares permitidos, por lo que no hay riesgo para el ser humano ni para el medio ambiente.

Objetivos

OBJETIVO GENERAL DE LA ASIGNATURA

Al finalizar el curso, el alumno podrá:

- » Aplicar las leyes de la termodinámica para el estudio de fenómenos de superficie en sistemas en equilibrio
- » Analizar desde el punto de vista microscópico, la interfase metal-solución iónica
- » Aplicar las técnicas instrumentales de análisis fundamentadas en fenómenos de superficie y electroquímicos

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 superficiales, los sistemas dispersos y la electroquímica

Que adquiera las siguientes capacidades y habilidades:

- » Capacidad de abstracción, análisis y síntesis de los fenómenos medidos
- » Capacidad de aplicar los conocimientos en la práctica
- » Capacidad de trabajo en equipo
- » Habilidades para buscar, procesar y analizar información procedente de fuentes diversas
- » 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 Experimental	Título Actividad Experimental del Laboratorio	Unidad Temática en el Programa de la Asignatura
1	Determinación de la tensión superficial de líquidos puros por el método de elevación capilar	Unidad 1. Físicoquímica de superficies
2	Efecto de la temperatura sobre la tensión superficial	Unidad 1. Físicoquímica de superficies
3	Determinación del exceso de soluto superficial mediante la ecuación de adsorción de Gibbs	Unidad 2. Adsorción en interfases
4	Determinación de la energía libre estándar de micelización	Unidad 2. Adsorción en interfases
5	Isotermas de adsorción de ácido acético sobre carbón activado	Unidad 2. Adsorción en interfases
6	Preparación, difusión y purificación de sistemas dispersos	Unidad 4. Sistemas dispersos
7	Propiedades eléctricas de sistemas dispersos	Unidad 4. Sistemas dispersos
8	Leyes de la electrólisis	Unidad 5. Interfase metal-solución iónica
9	Conductividad de electrolitos	Unidad 6. Conductividad electrolítica
10	Titulación conductimétrica	Unidad 6. Conductividad electrolítica
11	Celdas electroquímicas	Unidad 7. Celdas electroquímicas al equilibrio
12	Propiedades termodinámicas de una celda electroquímica	Unidad 7. Celdas electroquímicas al equilibrio
13	Corrosión	Unidad 8. Fundamentos de corrosión y protección
14	Protección catódica	Unidad 8. Fundamentos de corrosión y protección

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 solo cuando su profesor o persona responsable de dicho laboratorio este 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 estudiantes que usan lentes de contacto, deberán usar espejuelos de protección de forma obligatoria o traer anteojos el día de la práctica. Es obligación del alumno revisar en

LAS HOJAS DE SEGURIDAD de los reactivos y/o productos con los que vaya a trabajar, el equipo de protección personal que debe usar en cada sesión experimental.

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 inflamabilidad.

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.

El alumno debe lavarse las manos con agua y jabón antes de salir del laboratorio.

PRIMERA PARTE DEL CURSO EXPERIMENTAL

SUPERFICIES Y COLOIDES

Actividad Experimental No. 1

Determinación de la tensión superficial de líquidos puros por el Método de Elevación Capilar

INTRODUCCIÓN

Se denominan fenómenos superficiales a los fenómenos físicos en los que intervienen fundamentalmente las moléculas que se encuentran en la superficie de separación entre dos medios no miscibles. En particular, estos medios diferentes serán en esta práctica un líquido puro y su vapor. La energía de las moléculas del interior del líquido es diferente de la energía de las moléculas de la superficie, pues estas últimas sólo están ligadas a otras moléculas del propio líquido en la interfase. De este modo, las partículas que están en la capa superficial de un líquido poseen exceso de energía con relación a las que están en el interior: dentro del líquido cada partícula está rodeada por vecinas próximas que ejercen sobre ella fuerzas intermoleculares de cohesión; por simetría estas fuerzas se ejercen en todos sentidos y direcciones por lo que la resultante es nula. Sin embargo las partículas de la superficie del líquido se encuentran rodeadas por arriba por otro tipo de moléculas (aire en el caso de esta práctica). Como en un gas la concentración de partículas es muy pequeña, la interacción entre las moléculas del gas exterior y las del líquido es despreciable, por lo que existe una fuerza neta en la superficie del líquido dirigida hacia su interior que se opone a que las moléculas de líquido se escapen de su superficie. Esta fuerza superficial lleva asociada una energía (que sería el trabajo necesario para arrancar una molécu-

la de la superficie), definida como la diferencia entre la energía de todas las moléculas junto a la interfase y la que tendrían si estuvieran en el interior de sus respectivos fluidos. Esta energía superficial U es por tanto proporcional al área S de la superficie libre del líquido:

$$U = \sigma S \quad [1]$$

donde la constante de proporcionalidad σ es el coeficiente de tensión superficial del líquido que, a temperatura constante, depende sólo de la naturaleza de los medios en contacto.

Una forma de observar los efectos de la tensión superficial es introducir un objeto en un líquido. Al intentar sacarlo de él, los bordes del objeto modifican el área de la superficie libre del líquido en contacto con el aire (aumentándola) y aparece la denominada fuerza de tensión superficial, F_{σ} , que se opone a que aumente el área de la superficie libre y que es proporcional al perímetro de la interfase líquido-vapor, (L):

$$F_{\sigma} = \sigma L \quad [2]$$

Si situamos un sólido sobre la superficie de un líquido, la tendencia del líquido a minimizar su superficie libre lleva a que en el límite entre la película superficial y el sólido surja la fuerza de

tensión superficial dada por [2]. Esta fuerza es tangente a la superficie y está dirigida hacia el interior del líquido.

OBJETIVOS

- » Comprender el fenómeno de tensión superficial, así como el concepto de capilaridad.
- » Determinar experimentalmente los valores de tensión superficial de líquidos puros, y observar qué variables afectan la medición de esta propiedad.
- » Investigar otros métodos que existen para la determinación de la tensión superficial.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. Definición de tensión superficial y unidades.
2. Variables que afectan la tensión superficial.
3. Métodos para la determinación de la tensión superficial.
4. Método de elevación y depresión capilar.
5. Disolventes polares y no polares.
6. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
7. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos
Por equipo:	a. Metanol 50 mL
1 tensiómetro capilar completo	b. Etanol 50 mL
1 vaso de precipitados de 1 L	c. Propanol 50 mL
4 vasos de precipitados de 50 mL	d. Benceno 50 mL
1 propipeta de 20 mL	e. Agua destilada
1 piseta	
1 picnómetro de 10 mL	
1 barra magnética	
1 parrilla con agitación magnética	

Procedimiento experimental

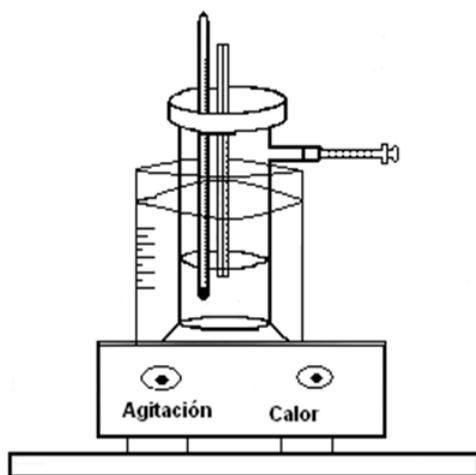


Figura 1. Tensiómetro capilar.

1. Colocar aprox. 50 mL del disolvente en estudio en el tensiómetro capilar haciendo coincidir el disolvente con el cero del tubo capilar, ver Figura 1.
2. Determinar el radio del tubo capilar con un disolvente cuyo valor de tensión superficial sea conocido.
3. Determinar la altura (h) para cada disolvente que asciende por el tubo capilar.
4. Determinar la densidad de los disolventes en estudio y anotar la temperatura de trabajo.
5. Hacer los cálculos necesarios para obtener el valor de la tensión superficial y comparar con datos reportados en la bibliografía.

OBSERVACIONES

- » El tubo capilar debe estar perfectamente limpio para evitar fractura de la columna con el líquido.
- » Realizar un mínimo de 4 lecturas en la determinación de la altura para asegurar que estas sean confiables.
- » Enjuaga el tubo capilar al cambiar el líquido a medir.
- » No mezclar líquidos polares con no polares.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Los disolventes puros utilizados en el experimento se pueden regresar al recipiente de donde inicialmente se tomaron, es muy importante tener cuidado de no contaminarlos. En caso de contaminarlos depositarlos en el frasco etiquetado como desecho del mismo disolvente.

Tabla de resultados experimentales

Llene la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Temperatura de trabajo: _____

Disolvente	Densidad (ρ) g/cm^3	Altura (h) cm	Tensión superficial experimental (γ) $dina/cm$	Tensión superficial reportada (γ) $dina/cm$
Agua Destilada				
Metanol				
Etanol				
Propanol				
Benceno				

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Determine el radio del tubo capilar y cuál es su valor ¿Qué tan aceptable es el considerar el radio del tubo capilar igual al de los demás tubos capilares? (Observe que los tubos capilares no fueron cortados del mismo tubo).
2. Calcule la tensión superficial para cada líquido. Es recomendable ir anotando en la tabla todos los valores de las variables (ρ , h , γ) incluyendo los valores reportados en la literatura.
3. Estime el error involucrado con la ecuación $\gamma = \rho g h r / 2$ utilizando la ecuación de Poisson – Rayleigh para todos los disolventes:

$$\gamma = \frac{\Delta \rho g r}{2} \left(h + \frac{r}{3} - \frac{0.1288 r^2}{h} + \frac{0.1312 r^3}{h^2} \right)$$

Actividad Experimental No. 1

Determinación de la tensión superficial de líquidos puros por el Método de Elevación Capilar

Hoja de Resultados para el Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Temperatura de trabajo: _____

Disolvente	Densidad (ρ) g/cm^3	Altura (h) cm	Tensión superficial experimental	Tensión superficial reportada
			(γ) $dina/cm$	(γ) $dina/cm$
Agua Destilada				
Metanol				
Etanol				
Propanol				
Benceno				

Actividad Experimental No. 2

Efecto de la temperatura sobre la tensión superficial

INTRODUCCIÓN

La agitación cinética de las moléculas y la tendencia de éstas a escapar hacia fuera aumentan al elevar la temperatura; por consiguiente es de esperar que la tendencia general sea que la tensión superficial disminuya con el incremento de la temperatura, alcanzando el valor de cero a la temperatura crítica. Existen sólo ecuaciones empíricas que relacionan la tensión superficial con la temperatura: Eötvös, Ramsay y Shields y Guggenheim-Katayama, por mencionar algunas.

En la *Figura 2* se representa la tensión superficial como función de la temperatura para el agua, se observa que conforme aumenta la temperatura la tensión superficial disminuye, y en la temperatura crítica del agua se espera que la tensión superficial sea igual a cero.

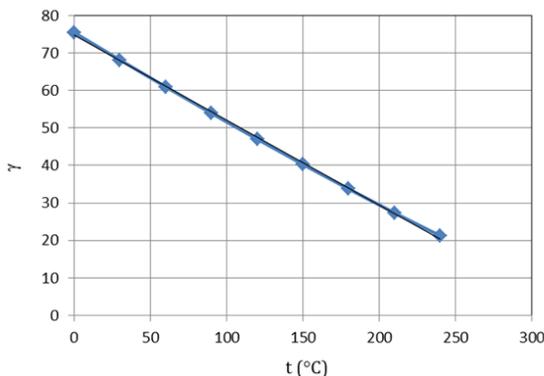


Figura 2. Dependencia de la temperatura sobre la tensión superficial.

OBJETIVOS

- » Determinar experimentalmente los valores de tensión superficial de líquidos puros, así como los cambios que pueda sufrir ésta con la temperatura.
- » Calcular la energía de superficie total de los líquidos utilizados en función de la temperatura.
- » Determinar experimentalmente las constantes de Eötvös, Katayama y Van der Waals–Guggenheim, las cuales representan modelos matemáticos que plantean la dependencia de la tensión superficial con la temperatura.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. ¿Cómo se modifica la tensión superficial con la temperatura?
2. Ecuaciones de Eötvös, Ramsay y Shields, Katayama y Van der Waals-Guggenheim
3. ¿Qué relación existe entre la temperatura crítica y tensión superficial?
4. ¿Qué significado físico tienen la energía de superficie total y la energía molar superficial? ¿Cómo se calculan?
5. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
6. Diagrama de flujo del experimento.

Procedimiento experimental

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos
Por equipo:	a. Metanol 50 mL
1 tensiómetro capilar completo	b. Etanol 50 mL
1 vaso de precipitados de 1 L	c. Propanol 50 mL
4 vasos de precipitados de 50 mL	d. Benceno 50 mL
1 propipeta de 20 mL 1 piseta	e. Agua destilada
1 picnómetro de 10 mL	
1 barra magnética	
1 parrilla con agitación magnética	

1. Colocar aprox. 50 mL del disolvente en estudio en el tensiómetro capilar haciendo coincidir el disolvente con el cero del tubo capilar, ver Figura 1 en la Actividad Experimental No. 1.

2. Calcular de nueva cuenta el radio del tubo capilar con un disolvente de tensión superficial conocida.

3. Determinar la altura (h) para cada disolvente que asciende por el tubo capilar a las siguientes temperaturas 20 ó temperatura ambiente, 30, 40 y 50 °C.

4. Medir la densidad de los disolventes a las diferentes temperaturas.

5. Hacer los cálculos necesarios para obtener el valor de la tensión superficial.

OBSERVACIONES

- » El tubo capilar debe estar perfectamente limpio para evitar fractura de la columna con el líquido.
- » Realizar un mínimo de 4 lecturas en la determinación de la altura para asegurar que estas sean confiables.
- » Enjuagar el tubo capilar al cambiar el disolvente a medir.
- » No mezclar disolventes polares con no polares.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Los disolventes puros utilizados en el experimento se pueden regresar al recipiente de donde inicialmente se tomaron, es muy importante tener cuidado de no contaminarlos. En caso de contaminarlos depositarlos en el frasco etiquetado como desecho del mismo disolvente.

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Calcule la tensión superficial a cada temperatura para cada líquido. Es recomendable que llene la tabla anterior con todas las variables, incluyendo los valores reportados en la literatura.

2. Calcule la energía de superficie total para cada líquido a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$.

3. Determine el valor de la temperatura crítica y la constante de Eötvös para cada líquido.

4. Compare sus valores y haga sus comentarios.

5. Calcule las constantes de la pregunta 3, utilizando el modelo de Katayama únicamente para el benceno.

6. Compare las constantes del modelo de Eötvös con el de Katayama. Anote sus observaciones.

7. Utilice la ecuación de Van der Waals – Guggenheim y calcule sus constantes. Utilice para ello los datos obtenidos para el benceno. (Investigue el valor de su Temperatura Crítica).

Tabla de resultados experimentales

Disolvente	Densidad (g/cm^3)				Altura (cm)				Tensión Superficial (dina/cm)			
	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄
Agua												
Metanol												
Etanol												
Propanol												
Benceno												

Actividad Experimental No. 2

Efecto de la temperatura sobre la tensión superficial

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Disolvente	Densidad (g/cm^3)				Altura (cm)				Tensión Superficial ($dina/cm$)			
	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄	T ₁	T ₂	T ₃	T ₄
Agua												
Metanol												
Etanol												
Propanol												
Benceno												

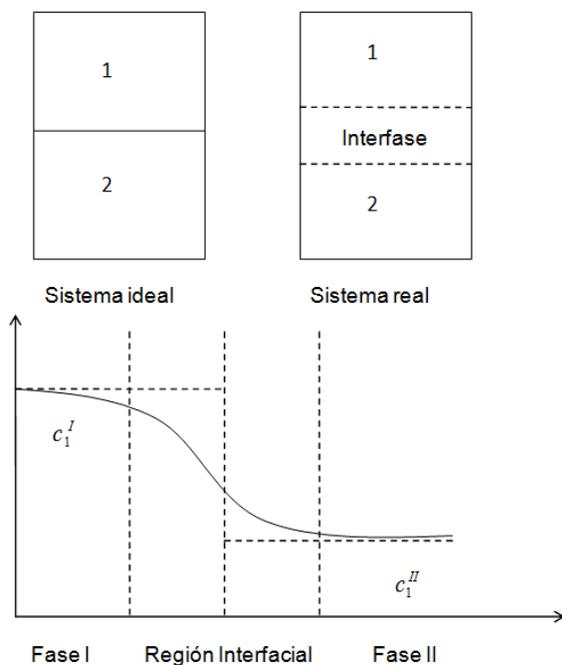
Actividad Experimental No. 3

Determinación del exceso de soluto superficial mediante la Ecuación de Adsorción de Gibbs

INTRODUCCIÓN

Las superficies en sistemas multi-componentes, las concentraciones de las sustancias disueltas son, en las proximidades de la interfase, diferentes de las concentraciones en el seno de las fases. Esto es, hay adsorción en la interfase. Si se supone que cada fase tiene un estado que la caracteriza, se puede diferenciar entre las propiedades de las moléculas en el seno de la disolución y las moléculas de la interfase.

Es por ello que Gibbs, propuso un modelo para definir la región interfacial y así poder desarrollar la termodinámica que tenía en cuenta estas dos clases de propiedades. Gibbs considera a la interfase como una superficie ubicada en algún lugar de la región interfacial.



En un sistema sencillo de dos componentes, para calcular el número de moles 1 y 2 en la interfase se proponen las siguientes ecuaciones

$$n_1^s = n_1 - c_1^I V^I - c_1^II V^{II}$$

$$n_2^s = n_2 - c_2^I V^I - c_2^II V^{II}$$

Y si se definen las concentraciones interfaciales de exceso como:

$$\Gamma_1 = \frac{n_1^s}{A}$$

$$\Gamma_2 = \frac{n_2^s}{A}$$

Γ representa el exceso superficial del soluto en la región superficial con respecto a su presencia en el seno del líquido (bulk), corresponde al número de moléculas por unidad de área interfacial. La ubicación de la interfase está definida en base a dos suposiciones:

$$\Gamma_1^{(1)} = 0$$

y

$$\Gamma_1^{(n)} + \Gamma_2^{(n)} = 0$$

$$\Gamma_i^{(1)} \neq \Gamma_i^{(n)}$$

La designación de los componentes 1 y 2 es por conveniencia. En el caso de soluciones es común designar al disolvente con el número 1.

$\Gamma_i > 0$ El compuesto i se encuentra positivamente adsorbido.

$\Gamma_i < 0$ El compuesto i se encuentra negativamente adsorbido.

OBJETIVOS

» Aplicar la ecuación de adsorción de Gibbs para la determinación del exceso de soluto superficial en el sistema fenol o n-propanol/agua.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. Definición de tensión superficial.
2. El efecto de un soluto en la tensión superficial.
3. Definición de exceso de soluto superficial.
4. La ecuación de adsorción de Gibbs.
5. Breve descripción de las monocapas y del concepto actividad superficial
6. Aplicación del exceso de soluto superficial en la industria.
7. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
8. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	
Por equipo:	Por grupo:
1 tensiómetro capilar completo	10 matraces aforados de 50 mL
1 vaso de precipitados de 1 L	10 matraces aforados de 50 mL
1 propipeta de 20 mL	1 espátula
1 parrilla con agitación magnética	1 vidrio de reloj
8 vasos de precipitados de 50 mL	1 bureta de 50 mL
1 piseta	1 soporte universal completo
1 picnómetro de 10 mL	
1 barra magnética	
Reactivos	
	Fenol o n-propanol
	Agua destilada

Procedimiento experimental

1. Lavar el material de vidrio. La limpieza de este material es importante, cualquier impureza modificará los resultados experimentales.

2. Determinar el radio del tubo capilar a partir de un líquido de tensión superficial conocida.

3. Preparar 50 mL de las soluciones molares siguientes de fenol o n-propanol en agua, según lo indique el profesor. (Por dilución comenzar de la más concentrada, 250 mL 1 M):

Solución	Fenol o n-propanol [mol/L]
A	0.025
B	0.05
C	0.1
D	0.2
E	0.3
F	0.4
G	0.5
H	0.6
I	0.7
J	0.8
K	1.0

4. Colocar aprox. 50 mL de la solución en estudio en el tensiómetro capilar haciendo coincidir la solución con el cero del tubo capilar, ver Figura 1 en la Actividad Experimental No. 1.

5. Obtener las alturas para cada una de las soluciones. (4 mediciones para cada concentración).

6. Determinar la densidad de cada solución de fenol o n-propanol, tomar el valor de la temperatura de trabajo.

OBSERVACIONES

- » Las lecturas para cada solución se toman de la solución más diluida a la más concentrada.
- » Al cambiar de concentración, el tubo capilar se debe enjuagar con la solución a medir, esto apretando la propipeta de tal forma que el líquido salga por la parte superior del tubo capilar.
- » Tener cuidado de no contaminar las soluciones.
- » Recordar: “Se debe tener el valor del radio del tubo capilar antes de iniciar la medición de las soluciones”.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Las soluciones utilizadas no generan desechos si no se contaminan, se pueden almacenar para posteriores semestres. En caso de contaminación vaciar en el frasco de desechos etiquetado

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Calcule la tensión superficial para cada concentración:
2. Realice un gráfico de tensión superficial como función de la concentración.
3. Con esta información calcule el exceso de soluto superficial, Γ , mediante la ecuación de adsorción de Gibbs.
4. Realice el gráfico del exceso de soluto superficial en función de la concentración y discuta el comportamiento obtenido.
5. Calcule la presión superficial, π , para cada una de las soluciones.
6. Realice el gráfico de la presión superficial como función del inverso del exceso de soluto superficial.
7. Utilizando el gráfico anterior, determine el área ocupada por mol de soluto adsorbido en el punto de cobertura completa de la superficie (formación de la monocapa).
8. Obtenga el área por molécula de fenol adsorbida en la superficie.

Tabla de resultados experimentales

Llene la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Temperatura: _____

Solución	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J	K
Fenol o n.propanol [mol/L]											
h											
ρ											
γ											

Actividad Experimental No. 3

Determinación del exceso de soluto superficial
mediante la Ecuación de Adsorción de Gibbs

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Temperatura: _____

Solución	A	B	C	D	E	F	G	H	I	J	K
Fenol o n.propanol [mol/L]											
h											
ρ											
γ											

Actividad Experimental No. 4

Determinación de la energía libre estándar de Micelización

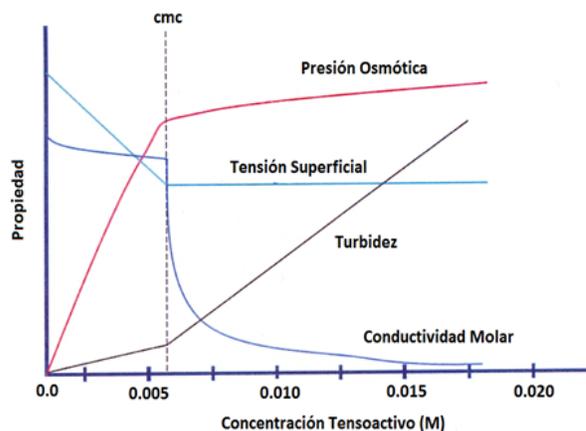
INTRODUCCIÓN

Los agentes tensoactivos son especies en las que existe una cadena hidrocarbonada y una parte polar; en soluciones diluidas se quedan en la superficie con la parte hidrocarbonada de las moléculas (hidrofóbica) orientada hacia la interfase aceite/aire, mientras que la parte polar (hidrofílica) orientada hacia la fase acuosa. A medida que se incrementa la concentración se forma una monocapa en la superficie, sin embargo se llega a una concentración tal que las moléculas de la superficie pasan al seno de la solución formando conglomerados llamados micelas. A la concentración en la que se forman las micelas se le conoce como concentración micelar crítica (cmc). La formación de micelas es otro mecanismo por el cual tiende a disminuir la energía interfacial. Las formas adquiridas por las micelas son de tres tipos:

- Esféricas: cuyos coloides se llaman globulares.
- Cilíndricas ó en forma de fibras: son coloides formados por largas cadenas macromoleculares.
- Laminares: son coloides en forma de láminas.

OBJETIVOS

- » Comprender que es un agente tensoactivo y conocer sus propiedades fisicoquímicas en forma general.
- » Comprender el significado de micela y cono-



cer las diferentes formas y estructuras micelares.

- » Calcular la concentración micelar crítica (CMC).
- » Determinar la Energía Libre Estándar de Micelización.
- » Calcular la Constante de Equilibrio de Micelización.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

- Definición de un agente tensoactivo. Mencione sus propiedades y características fisicoquímicas y/o superficiales.
- Definición de micela, mencione su utilidad e importancia.
- Descripción de los modelos micelares que existen. Anote sus características estructurales.

4. Definición de concentración micelar crítica (CMC), ¿Cómo se puede determinar experimentalmente? Mencione al menos 2 formas.
5. Explique por qué se utiliza la conductimetría para determinar la CMC.
6. Explique por qué las soluciones jabonosas se llaman también electrólitos coloidales.
7. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
8. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES:

Reactivos
50 mL de cada una de las siguientes soluciones de lauril sulfato de sodio:
1.0 M, 0.06 M, 0.04 M, 0.02 M, 0.01 M,
0.006 M, 0.004 M y 0.002M
Acetona
Agua Destilada

Material	
Por equipo:	Por grupo:
10 vasos de precipitados de 250 mL	1 matraz aforado de 250 mL
1 Tensiómetro capilar	1 espátula
1 Conductímetro	1 vidrio de reloj
1 Piseta	
1 Termómetro	
1 piseta	
1 Parrilla con agitación magnética	
1 tubo de ensayo de 2.2 cm de diámetro y 20 cm de largo	
Pipetas volumétricas de 1 mL, 2 mL, 3 mL, 5 mL, 10 mL y 20 mL.	
1 Barra magnética	
1 Picnómetro 10 mL	
3 matraces aforados de 50 mL	

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

Procedimiento experimental

1. Lavar perfectamente el material de vidrio y secar el agua remanente agregando una pequeña cantidad de acetona.
2. Preparar 50 mL de cada una de las soluciones de lauril sulfato de sodio a partir de la solución 1 M.
3. Colocar en el tubo de ensayo la cantidad necesaria de la solución de lauril sulfato de sodio para medir la conductividad, comenzar con la solución más diluida a la más concentrada.
4. Enjuagar el electrodo del conductímetro con agua destilada antes y después de cada medición. Secar el electrodo con papel absorbente. Repetir dicho procedimiento cada vez que cambie de concentración.
5. Determinar el radio del tubo capilar del tensiómetro con agua destilada.
6. Vaciar los 50 mL de la solución de tensoactivo al tensiómetro capilar haciendo coincidir la solución con el cero del tubo capilar, ver Figura 1 en la Actividad Experimental No. 1.
7. Determinar la altura (h) para cada solución de tensoactivo de lauril sulfato de sodio que asciende por el tubo capilar, comenzar de la más diluida a la más concentrada, (4 mediciones para cada concentración).
8. Determinar la densidad de las soluciones de tensoactivo, anotar la temperatura de trabajo.
9. Hacer los cálculos necesarios para obtener el valor de la tensión superficial de las soluciones de tensoactivo.

OBSERVACIONES

- » Al preparar las soluciones de lauril sulfato de sodio agitar suavemente para evitar la formación de espuma.
- » Las lecturas para cada solución se toman de la solución más diluida a la más concentrada.
- » Tener cuidado de no contaminar las soluciones.
- » Recordar: “Se debe tener el valor del radio del tubo capilar antes de iniciar la medición de las soluciones”.
- » Determinar la temperatura y tome la lectura de conductividad asociada a cada valor de concentración empezando por la conductividad del agua destilada.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Las soluciones utilizadas no generan desechos si no se contaminan, se pueden almacenar para posteriores semestres. En caso de contaminación se pueden vaciar a la tarja ya que son soluciones jabonosas.

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Determine el valor de la concentración micelar crítica (C. M.C.) a partir de los datos de conductividad eléctrica específica, tensión superficial, densidad vs concentración.
2. Compare el valor de C. M. C obtenido experimentalmente con el valor reportado en la literatura. Anote sus observaciones.
3. Determine el valor de la concentración micelar crítica (C. M. C) a partir de los datos de resistividad eléctrica específica y concentración.
4. Compare el valor de C. M. C. obtenido experimentalmente con el valor reportado en la

literatura. Anote sus observaciones.

5. Calcule la energía libre de micelización.
6. ¿Qué tan confiable es este valor? Justifique su respuesta.
7. ¿Cuál será el valor de la constante de equilibrio de micelización?
8. ¿Qué importancia tienen estos parámetros termodinámicos? Justifique su respuesta.
9. ¿Con qué aplicaciones industriales y/o de investigación (farmacéutica, bioquímica y/o biológica) se puede asociar?
10. ¿Qué significado tiene la temperatura de Kraft? ¿Mencione su importancia y utilidad.
11. ¿Se puede calcular su valor? ¿Sí es así, indique el valor de dicha Temperatura.
12. ¿Cómo calcularía la entalpía y entropía de micelización? Justifique su respuesta.

Tabla de resultados experimentales

Temperatura: _____

Concentración Tensoactivo [M]	Conductividad Ω^{-1}	Altura (cm)	Densidad (g/cm^3)	Tensión superficial (dina/cm)
0.002				
0.004				
0.006				
0.01				
0.02				

Tabla de resultados experimentales

Concentración Tensoactivo [M]	Conductividad Ω^{-1}	Altura (cm)	Densidad (g/cm^3)	Tensión superficial (dina/cm)
0.04				
0.06				
1.0				
Agua destilada				

Actividad Experimental No. 4

Determinación de la energía libre estándar de Micelización

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Temperatura de trabajo: _____

Concentración Tensoactivo [M]	Conductividad Ω^{-1}	Altura (cm)	Densidad (g/cm ³)	Tensión superficial (dina/cm)
0.002				
0.004				
0.006				
0.01				

Actividad Experimental No. 4

Determinación de la energía libre estándar de Micelización

Concentración Tensoactivo [M]	Conductividad Ω^{-1}	Altura (cm)	Densidad (g/cm ³)	Tensión superficial (dina/cm)
0.02				
0.04				
0.06				
1.0				
Agua destilada				

Actividad Experimental No. 5

Isotermas de adsorción de ácido acético sobre carbón activado

INTRODUCCIÓN

La cantidad de gas adsorbido a una temperatura dada para distintas presiones relativas de gas se conoce como isoterma de adsorción.

La extensión de superficie cubierta en la adsorción se expresa como la fracción de cubrimiento θ , definida por

$$\theta = \frac{\text{Número de sitios de adsorción ocupados}}{\text{Número de sitios de adsorción disponibles}}$$

Esta fracción se expresa también en términos del volumen de adsorbato mediante

$$\theta = \frac{V}{V_m}$$

Donde V_m es el volumen del adsorbato correspondiente al recubrimiento completo de una monocapa.

A partir de esta definición se establece la velocidad de adsorción como el cambio de la fracción de superficie cubierta con respecto al tiempo como

$$\frac{d\theta}{dt}$$

OBJETIVOS

- » Comprender el fenómeno de adsorción con respecto a la naturaleza de la interfase.
- » Conocer los diferentes tipos de adsorción así como las diferencias que hay entre ellos.
- » Relacionar el exceso de soluto superficial con el fenómeno de la adsorción para un sistema sólido-líquido.
- » Conocer los diferentes modelos de adsorción que se llevan a cabo.
- » Interpretar las isotermas de adsorción de Henry, Langmuir, Freundlich y BET.
- » Determinar la cantidad máxima de ácido acético adsorbido por gramo de carbón activado.
- » Calcular el área de superficie total del sólido adsorbente.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. Investigar sobre la adsorción y tipos de adsorción (física, química).
2. Investigar los factores que influyen en la adsorción.
3. Esbozar de forma gráfica los diferentes isotermas de adsorción conocidos.
4. Revisar las aplicaciones de la adsorción en la industria.
5. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
6. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	
Por equipo:	Por grupo:
8 frascos de vidrio con tapa de 100 mL	2 matraces aforados de 250 mL
8 matraces Erlenmeyer de 125 mL	6 matraces aforados de 100 mL
8 vasos de precipitados de 150 mL	1 pipeta volumétrica de 5 mL
8 embudos de cola chica	1 pipeta volumétrica de 25 mL
4 varillas de vidrio	1 pipeta volumétrica de 50 mL
1 bureta de 50 mL	1 termómetro
1 pipeta volumétrica de 5 mL	
1 pipeta volumétrica de 25 mL	
1 soporte universal completo	

Material	
8 piezas de papel filtro	
1 piseta	
1 cronómetro	
1 propipeta de 20 mL	

Reactivos	
	Ácido acético 1 M
	Hidróxido de sodio 0.1 N
	Carbón activado
	Solución de fenolftaleína.
	Agua destilada

Procedimiento experimental

1. Preparar en un matraz aforado de 250 mL una solución de ácido acético de concentración 1.0 M. (solución A)

2. Tomar de la solución "A" 5 mL y aforar a 250 mL (solución B).

Tomar de la solución "A" 5 mL y aforar a 100 mL (solución C)

Tomar de la solución "A" 10 mL y aforar a 100 mL (solución D)

Tomar de la solución "A" 20 mL y aforar a 100 mL (solución E)

Tomar de la solución "A" 25 mL y aforar a 100 mL (solución F)

Tomar de la solución "A" 50 mL y aforar a 100 mL (solución G)

Tomar de la solución "A" 75 mL y aforar a 100 mL (solución H)

Y por último considerar la solución de ácido acético de concentración 1 M.

3. De cada una de estas soluciones, tomar una alícuota de 25 mL y adicionar a cada frasco de 100 mL en cuyo fondo se tiene 1 g de carbón activado. (Comenzar de la menos concentrada a la más concentrada).

4. Agitar vigorosa y homogéneamente durante 5 min todas las soluciones de ácido acético en carbón activado y posteriormente dejar reposar 120 min sin agitación. (Tomar un intervalo de 2 min para cada concentración).

5. Posteriormente filtrar el carbón activado y titular una alícuota de 5 mL del excedente de ácido acético con NaOH 0.1 N usando fenolftaleína como indicador.

NOTA: El carbón se debe activar con anticipación, por lo tanto calentar a 125 °C durante 1 hora.

Es importante sealar que se debe mantener siempre el mismo tiempo de adsorción y el mismo tiempo de agitación para cada una de las soluciones de ácido acético.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

El carbón activado puede reutilizarse mediante un tratamiento de purificación y posterior reactivación, por lo cual no se debe desechar. Las soluciones de ácido acético neutralizadas pueden desecharse a la tarja.

Tabla de recopilación de datos

Soluciones	V gastado de NaOH 0.1 M (mL)	
B		
C		
D		
E		
F		
G		
H		
A		

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Haga una gráfica de la cantidad adsorbida en función de la concentración de las soluciones de ácido acético y compruebe si cumple con la ecuación de Henry. Calcule su constante k . Establezca su validez.
2. En que suposiciones se basa Langmuir para presentar su isoterma. Compruebe su ecuación y calcule sus constantes V_m y k . Establezca su validez.
3. Pruebe la ecuación de Freundlich. Calcule sus constantes k y n .
4. Compare las constantes de la isoterma de Langmuir con las constantes de la Isoterma de Freundlich. Anote tus observaciones. ¿Tiene algún significado físico éstas constantes? Explique ampliamente su respuesta.
5. Explique qué tipo de adsorción es la del ácido acético sobre el carbón activado.
6. ¿Con base en qué técnicas experimentales puede demostrar su respuesta a la pregunta anterior?

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

Actividad Experimental No. 5

Isotermas de adsorción de ácido acético sobre carbón activado

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

TABLA DE RECOPIACIÓN DE DATOS

Soluciones	V gastado de NaOH 0.1 M (mL)	
B		
C		
D		
E		
F		
G		
H		
A		

Actividad Experimental No. 6

Preparación, difusión y purificación de Sistemas dispersos

INTRODUCCIÓN

La ciencia de los coloides trata de los sistemas en los que uno o varios de los componentes tienen al menos una dimensión dentro del intervalo de 1 nm y 1 μm . Se dice que ciertas partículas están en estado coloidal si están finamente divididas y se dispersan en un medio en el cual conservan su identidad como partícula. Estas partículas constituyen la fase dispersa y el medio recibe el nombre de medio de dispersión. Estas partículas presentan difusión, el coeficiente de difusión se define como el número de moléculas que atraviesan, o se difunden por unidad de área en la unidad de tiempo bajo un gradiente de concentración unitaria.

En función de las combinaciones posibles de los diferentes estados de agregación en que se pueden encontrar ambas fases se tienen diversos tipos de dispersiones coloidales como son: aerosoles, espumas, emulsiones, geles.

La ciencia de los coloides es importante en la aplicación de técnicas fisicoquímicas en el estudio de sistemas naturales, por ejemplo en proteínas, así también se utiliza en polímeros sintéticos, en las industrias de plásticos, gomas, pinturas, detergentes, papel, suelos, productos alimenticios, tejidos, en técnicas como la precipitación, cromatografía, intercambio iónico, flo-tación y catálisis heterogénea.

OBJETIVOS

- » Conocer los métodos de preparación de sistemas coloidales.
- » Preparar sistemas coloidales por el método de condensación y por el método de dispersión, así como establecer sus diferencias.
- » Analizar de forma cualitativa las diferencias existentes entre una solución de electrolitos y una solución coloidal.
- » Conocer los diferentes métodos de purificación de sistemas coloidales y aplicar el método de diálisis.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. ¿Qué es un sistema coloidal y qué factores contribuyen en la naturaleza de estos sistemas?
2. ¿Cuáles son las diferencias principales entre un sistema coloidal y una solución verdadera?
3. ¿Cuántos y cuáles son los métodos de preparación de los sistemas coloidales?
4. Menciona los diferentes métodos de purificación de los sistemas coloidales.
5. ¿Qué función tiene una membrana dializadora? ¿Cuál es el pre-tratamiento que debe realizarse para usarla de forma apropiada?
6. Describir el Movimiento Browniano.
7. Explica el fenómeno de la Difusión y variables que lo afectan.

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

8. Menciona algunas aplicaciones del fenómeno de Difusión.
9. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
10. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	
Por equipo:	Por grupo:
5 matraces erlenmeyer de 25 mL	3 matraces aforados de 50 mL
1 matraz erlenmeyer de 50 mL	1 matraz aforado de 25 mL
3 pipetas graduadas de 10 mL	1 mortero de porcelana con mango
2 pipetas volumétricas de 1 mL	
1 pipeta volumétrica de 5 mL	

Material	
2 vasos de precipitados de 150 mL	
1 vaso de precipitados de 500 mL	
1 embudo de vidrio de cola chica	
2 tubo de ensaye corto	
2 tubos de ensaye de 15 mL con tapón de hule	
1 vaso de precipitados de 50 mL	
1 termómetro 0 - 120 °C	
1 varilla de vidrio	
1 piseta	
1 parrilla	
1 vidrio de reloj	
1 espátula	

Procedimiento experimental

Material	
Papel filtro Whatman No. 32	
1 liga	

Reactivos	
Yoduro de potasio 0.1 N	
Nitrato de plata 0.1N	
Cloruro férrico al 32%	
Solución jabonosa 1%	
Gelatina en polvo	
Azufre	
Etanol	
Agua Destilada	

PREPARACIÓN DE LOS SISTEMAS COLOIDALES

1. SOL DE YODURO DE PLATA.

En un matraz erlenmeyer de 50 mL, colocar 1 mL de KI 0.1N y diluir hasta 12.5 mL. En otro matraz de 25 mL colocar 0.5 mL de $AgNO_3$ 0.1 N y diluir también a 12.5 mL. Agitando, se vierte poco a poco la solución de $AgNO_3$ sobre la de KI. Observar el momento de reunir las solucio-

nes. Dejar reposar 10 minutos. Anotar las observaciones.

2. SOL DE FIERRO (III).

Verter en 100 mL de agua en ebullición, 1.6 mL de solución de $FeCl_3$ al 32 %. Observar el momento de unión entre los líquidos y anotar las observaciones.

3. COLOIDE DE BENCENO.

En dos tubos de ensaye conteniendo 8 mL de agua destilada, agregar en el primero 0.5 mL de benceno y en el segundo 0.5 mL de benceno y 1 mL de solución jabonosa. Agitar vigorosamente cada tubo y anotar las observaciones.

4. COLOIDE DE AZUFRE.

Preparar una solución saturada con azufre en 10 mL de etanol y se filtra. Se toman 2 mL de solución filtrada y se vierten poco a poco y agitando sobre 20 mL de agua destilada. Observar y anotar.

5. COLOIDES DE GELATINA.

Preparar 25 mL del sol de gelatina al 4% en agua en ebullición. Vaciar 5 mL del sol de gelatina en cada uno de los tubos de ensaye cortos teniendo cuidado de resbalar el líquido por las paredes para que no forme espuma.

Para el primer tubo enfriar lentamente la gelatina y anotar observaciones.

Para el segundo tubo enfriar rápidamente y

cuando la gelatina haya solidificado agregar 2 mL de una solución de azul de bromofenol al 1%, realizar observaciones durante una semana.

PURIFICACIÓN DEL SOL DE FIERRO (III) MEDIANTE DIÁLISIS

1. Hacer una bolsa con el papel celofán.
(Ver nota)
2. Introducir el sol de Hierro (III) en la bolsa.
3. Sellar perfectamente la parte superior de la bolsa con la liga.
4. Colocar la bolsa dentro de un vaso de precipitado de 500 mL el cual debe contener 250 mL de agua destilada.
5. Comprobar la diálisis mediante mediciones de pH o de conductividad.

NOTA: La membrana de celofán debe someterse a un proceso de pre-tratamiento para utilizarla.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

A reserva del coloide de gelatina que no se considera desecho peligroso, los desechos de los otros coloides deberán depositarse en los frascos etiquetados como desechos.

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Presente en una tabla las observaciones realizadas de los sistemas coloidales.
2. Clasifique a los sistemas coloidales según el método de preparación.
3. Explique a qué se debe que todos los soles preparados son coloridos.
4. Justifique la relación entre la dispersión de la luz con el tamaño de partícula.
5. Realice los siguientes gráficos: en el primero la penetración media en función del tiempo (Δx vs t) y en el otro (Δx^2 vs t), para el coloide de gelatina con azul de bromofenol.
6. Calcule el coeficiente de difusión en función de la penetración media para el coloide de gelatina con azul de bromofenol.
7. Además de la medición del pH o la conductividad, que otras pruebas pueden hacerse para que demuestre que se logró la diálisis.

Tabla de resultados experimentales

Sistema Coloidal		Observaciones					
Yoduro de plata							
Sol de Fierro III							
Benceno							
Azufre							
Gelatina	Tubo 1						
	Tubo 2	Tiempo					
		Avance					
Diálisis							

Actividad Experimental No. 6

Preparación, difusión y purificación de Sistemas dispersos

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Sistema Coloidal		Observaciones					
Yoduro de plata							
Sol de Fierro III							
Benceno							
Azufre							
Gelatina	Tubo 1						
	Tubo 2	Tiempo					
		Avance					
Diálisis							

Actividad Experimental No.7

Propiedades eléctricas de Sistemas dispersos

INTRODUCCIÓN

La mayoría de las sustancias adquieren carga eléctrica superficial cuando se ponen en contacto con un medio polar, como por ejemplo, el agua. Es posible también adquirir una carga neta (superficial) por una adsorción desigual de iones opuestos. La adsorción iónica puede ser positiva o negativa. Las superficies en contacto con medio acuosos se cargan con mayor frecuencia de modo negativo que del positivo. Otro camino por el cual se puede adquirir carga superficial es por la disolución de iones. Las sustancias iónicas pueden adquirir una carga superficial en virtud de una disolución desigual de los iones de signo contrario que las constituyen. Generalmente la doble capa eléctrica se considera constituida por dos regiones: una interior que puede incluir iones adsorbidos y una región difusa en la que los iones se distribuyen según influencia de las fuerzas eléctricas y de movimientos térmicos al azar.

Modelo de doble capa compacta

Considera la existencia de una doble capa de cargas, unas localizadas en el lado de la superficie cargada y otras del lado de la solución, comportándose el conjunto como un condensador de placas paralelas. La capacidad de la doble capa debe ser constante y dependerá únicamente de la superficie y de la separación entre las dos

capas, de modo que el potencial variará linealmente con la distancia a la superficie cargada y el gradiente estará dado por la densidad de carga superficial. El modelo de Helmholtz supone un modelo rígido y no considera efectos de agitación térmica y consecuentemente no considera la distribución de iones que esta agitación puede traer.

Modelo de doble capa difusa

Este modelo fue propuesto por Gouy-Chapman y fue el primer tratamiento cuantitativo de doble capa difusa. El modelo está basado sobre las siguientes consideraciones:

1. La superficie es plana, de extensión infinita y cargada uniformemente.
2. Los iones de la parte difusa de la doble capa son cargas puntuales distribuidas de acuerdo con la distribución de Boltzman.
3. El disolvente influye en la doble capa a través de su constante dieléctrica, la cual se considera constante (igual) en toda la parte difusa.
4. La existencia de un único electrolito simétrico y con carga Z .

OBJETIVOS

- » Estudiar el fenómeno de Adsorción asociado a los sistemas coloidales a través de los diferen-

tes modelos de Doble Capa Eléctrica.

- » Comprobar experimentalmente la modificación del potencial zeta de un sistema disperso, por medio de la adición de un electrolito y la manera en que lo afecta.
- » Conocer las maneras de estabilizar y desestabilizar un sistema coloidal.
- » Demostrar experimentalmente que los sistemas coloidales presentan carga en solución.
- » Comprender la importancia del Potencial Zeta o Potencial Electrocinético.
- » Analizar las reglas de Shulze-Hardy y la relación que tienen con la estabilidad de los Sistemas Coloidales, así como el concepto de Coloide Protector.

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. Describa un Sistemas Dispersos o Sistemas Coloidales.
2. Describa los Modelos de Doble Capa Compacta y Doble Capa Difusa.
3. Mencione la importancia del Potencial Z o Potencial Electrocinético.
4. Enuncie las Reglas de Shulze-Hardy.
5. Propiedades toxicológicas de los reactivos del experimento.
6. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	
Por equipo:	Por grupo:
10 tubos de ensaye largos de 25 mL	1 embudo grande de cola corta
1 gradilla	2 vasos de precipitado de 1L
2 pipetas graduadas de 1 mL	5 pipetas graduadas de 10 mL
1 propipeta 20 mL	1 espátula
1 piseta	1 vidrio de reloj
	Algodón y gaza

Reactivos
Por grupo:
2 huevos para la solución acuosa de Albumina.
50 mL de Sol. acuosas $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 1M, 0.1 M, 0.01 M, 0.001 M, 0.0001 M.
50 mL de Solución de Grenetina 3%
Agua Destilada

Procedimiento experimental

1. Romper 2 huevos, extraer la clara y verter en un vaso de precipitado de 1L perfectamente lavado y enjuagado con agua destilada. Tenga cuidado de no reventar la yema.

2. Agregar la cantidad suficiente de agua hasta completar aproximadamente 850 mL de solución de Albúmina.

3. Filtrar a través de un embudo (perfectamente lavado y enjuagado con agua destilada) con ayuda de un algodón y gasa colocándolos en el fondo del embudo.

4. Recibir la solución filtrada en un vaso de precipitado de 1 L.

5. Rotular los 10 tubos y a los primeros 5 agregar 10 mL de la solución de albúmina a cada uno.

6. Posteriormente agregar 1 mL de nitrato cúprico:

Tubo	Concentración de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
1	1.0 M
2	0.1 M
3	0,01 M
4	0.001 M
5	0.0001 M

7. A otros 5 tubos agregar primero 1mL de la solución de grenetina al 3%, posteriormente 10 mL de albúmina y luego 1mL de cada concentración del electrolito.

8. Homogenizar cada tubo y anotar observaciones

NOTA: Si por alguna razón se utiliza mayor o menor número de huevos y/o se varía la dilución de la Albúmina de acuerdo con lo planteado, deberá hacerse una dilución mayor o menor de grenetina.

ORIENTACIÓN PARA EL TRATAMIENTO Y DISPOSICIÓN DE RESIDUOS

Depositar el frasco de residuos asignado para su posterior confinamiento.

Tabla de resultados experimentales

Tubo	[Cu (NO ₃) ₂]	Observaciones antes de homogenizar (interfase)	Observaciones después de homogenizar
1	1M		
2	10 ⁻¹ M		
3	10 ⁻² M		
4	10 ⁻³ M		
5	10 ⁻⁴ M		

Sistemas que agregó previamente grenetina.

Tubo	[Cu (NO ₃) ₂]	Observaciones antes de homogenizar (interfase)	Observaciones después de homogenizar
6	1M		
7	10 ⁻¹ M		
8	10 ⁻² M		
9	10 ⁻³ M		
10	10 ⁻⁴ M		

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

Para la elaboración del reporte, se seguirá la estructura siguiente:

1. Anote todas las observaciones que considere necesarias para cada sistema después de haber adicionado el electrolito a diferentes concentraciones a la solución de albúmina. Y después para cada sistema cuando se ha adicionado la grenetina.
2. Investigue que carga presenta la albúmina y explique por qué flocula la Albúmina a la adición del electrolito a diferentes concentraciones
3. Investigue por qué la solución de Albúmina no flocula en presencia de la solución de gelatina
4. Investigue lo que es Coloide Protector y escribe algunos ejemplos de ellos.
5. Tome en cuenta las diferencias entre Coloides Hidrofilicos e Hidrofóbicos y considérelo en su reporte.
6. Investigue los parámetros que determinan la Estabilidad de los sistemas dispersos y anótelos.
7. Investigue y relacione la importancia del Potencial Electrocinético o Potencial Z y explique cómo varía el potencial Z con la temperatura y con el aumento de la concentración de electrolito, el cual es de signo opuesto al del coloide.
8. Investigue dos métodos o técnicas experimentales diferentes a las que se utilizaron en laboratorio, para determinar las propiedades electrocinéticas de los sistemas dispersos.
9. Escriba las reglas de Shulze-Hardy.
10. Escriba algunas aplicaciones de las propiedades eléctricas de los sistemas coloidales.
11. Concluya.

Actividad Experimental No.7

Propiedades eléctricas de Sistemas dispersos

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Tubo	[Cu (NO ₃) ₂]	Observaciones antes de homogenizar (interfase)	Observaciones después de homogenizar
1	1M		
2	10 ⁻¹ M		
3	10 ⁻² M		
4	10 ⁻³ M		
5	10 ⁻⁴ M		

Sistemas que agregó previamente grenetina.

Tubo	[Cu (NO ₃) ₂]	Observaciones antes de homogenizar (interfase)	Observaciones después de homogenizar
6	1M		
7	10 ⁻¹ M		
8	10 ⁻² M		
9	10 ⁻³ M		
10	10 ⁻⁴ M		

1. Adamson, Arthur. Physical Chemistry of Surfaces. 5th ed. Ed. John Wiley & Sons. New York. 1990
2. Berg, J.C. An Introduction to Surfaces and Colloids. A Bridge to Nanoscience. Ed. World Scientific. USA. 2009
3. Binks, B. ; Horozov, T. S. Colloidal Particles at Liquid Interfaces. Ed. Cambridge University Press. USA. 2006
4. Birdi, K. S. Handbook of Surface and Colloid Chemistry. 3rd ed. Ed. CRC Press. New York. 2009
5. Butt, Hans J. Physics and Chemistry of Interfaces. 2nd ed. Ed. Wiley-VCH. USA. 2006
6. Friedli, Floyd R. Detergency of Specialty Surfactants. Ed. Marcel Dekker Inc. New York. 2001
7. Goodwin, J.W. Colloids and Interfaces with Surfactants and Polymers: An Introduction. Ed. John Wiley & Sons. USA. 2004
8. Hiemenz, P. C. ; Rajagolapan, R. Principles of Colloid and Surface Chemistry. 3rd ed. Ed. Marcel Dekker. New York. 1997
9. Holmberg, Krister. Novel Surfactants: Preparation, applications and biodegradability. Ed. Marcel Dekker. New York. 2003
10. Hunter, R. J. Introduction to Modern Colloid Science. Ed. Oxford university Press. 1993
11. Israelachvili, J. Intermolecular and Surface Forces. 3th ed. Ed. Academic Press. USA. 2003
12. Jirgensons, B.; Straumanis, M. E. Compendio de Química Coloidal. Ed. CECSA. México. 1965
13. Pashley, R.; Karaman, M.E.; Applied Colloid and Surface Chemistry. Ed. Wiley. USA, 2010.
14. Rosen, M.J. Surfactants and Interfacial Phenomena. 2nd ed. Ed. Wiley-Interscience, USA. 1989
15. Shaw, J. Duncan. Introducción a la Química de Superficies y Coloides. Ed. Alhambra. Madrid. 1977
16. Shaw, J. Duncan. Introduction to Colloid and Surface Chemistry. 4th ed. Ed. Butterworth-Heinemann. Oxford. 2000
17. Tadros, T. F. Colloids and Interface Science Series. Vol. 1: Colloid Stability. Ed. Wiley-VCH. Germany. 2007
18. Toral, Ma. Teresa. Fisicoquímica de Superficies y Coloides. Ed. Urmo. España. 1973

SEGUNDA PARTE DEL CURSO EXPERIMENTAL

ELECTROQUÍMICA Y CORROSIÓN

Actividad Experimental No.8

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 1818 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 al principio de la dínamo. En 1833 formuló las “Leyes de la Electrólisis” conocida 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.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	
Por equipo:	Por grupo:
4 Láminas de Cobre (5 x 2 cm)	1 Matraz aforado de 100 mL
2 Vasos de precipitados de 25 mL	1 Vaso de precipitados de 50 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 Pinzas	
Lija de agua	

Equipo	Reactivos
1 Fuente de poder	Etanol 3 mL
1 Voltímetro (0-3 V)	CuSO ₄ 0.5 M 10 mL

Procedimiento experimental

Equipo	Reactivos
1 Amperímetro (0-5 A)	H ₂ SO ₄ concentrado, 1mL
1 Cronómetro	
1 Estufa (por grupo)	

PRIMERA PARTE

1. Armar el siguiente dispositivo.
2. Lijar los electrodos de cobre perfectamente, enjuagar con alcohol para evitar la formación de CuO.
3. Introducir los electrodos en la solución de CuSO₄ acidulada con 1 mL de H₂SO₄ concentrado, según se muestra en la Figura 8

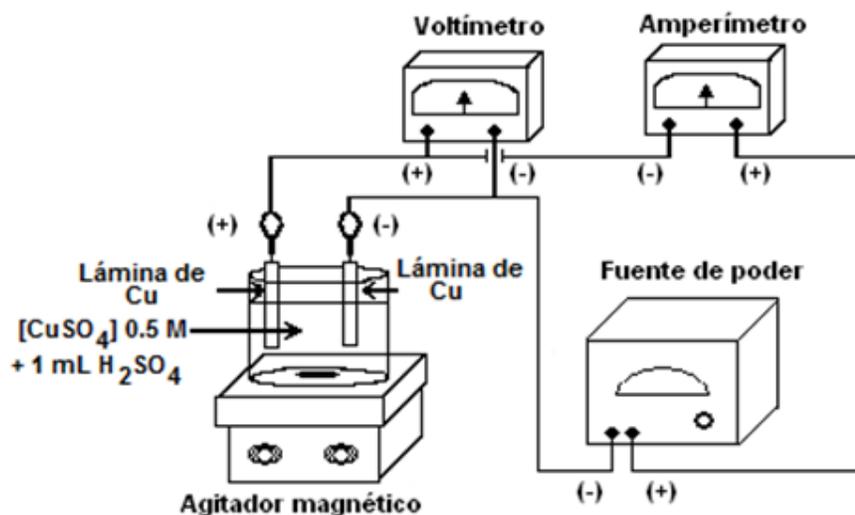


Figura 8. Dispositivo para realizar la electrólisis

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 CuSO₄, fijar 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_4 se guarda en un recipiente previamente etiquetado y se almacena para reutilizar.

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:

- » El número de electrones y carga eléctrica que circuló.
- » Determine experimentalmente la pérdida de masa del electrodo positivo.
- » 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 cuál es el contenido de la segunda ley de Faraday y decir 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

1. Leidler K. James. (1997) Fisicoquímica. Editorial CECSA. México
2. Leonard Saunders. (1990) Fisicoquímica para estudiantes de biología, farmacia y medicina. Editorial el manual moderno S. A. México.
3. Maron, S. H. Prutton, C. F., (1993) Fundamentos de fisicoquímica. Editorial Limusa. México

Tabla de resultados experimentales

Llene la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Primera parte		Voltaje (V)	0.5	1.0	1.5	2.0
		Intensidad (A)				
		Tiempo (min)	3	3	3	3
Ánodo (g)	Peso inicial					
	Peso final					
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$					
Cátodo (g)	Peso inicial					
	Peso final					
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$					

Tabla de resultados experimentales

Segunda parte		Voltaje (V)	0.6
		Intensidad(A)	
		Tiempo (min)	10
Ánodo (g)	Peso inicial		
	Peso final		
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$		
Cátodo (g)	Peso inicial		
	Peso final		
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$		

Actividad Experimental No.8

Leyes de la Electrólisis

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Primera parte		Voltaje (V)	0.5	1.0	1.5	2.0
		Intensidad (A)				
		Tiempo (min)	3	3	3	3
Ánodo (g)	Peso inicial					
	Peso final					
	Diferencia $P_{inicial} - P_{final}$					
Cátodo (g)	Peso inicial					
	Peso final					
	Diferencia $P_{inicial} - P_{final}$					

Actividad Experimental No.8

Leyes de la Electrólisis

Segunda parte		Voltaje (V)	0.6
		Intensidad(A)	
		Tiempo (min)	10
Ánodo (g)	Peso inicial		
	Peso final		
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$		
Cátodo (g)	Peso inicial		
	Peso final		
	Diferencia $P_{\text{inicial}} - P_{\text{final}}$		

Actividad Experimental No.9

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, y 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, ejercien-

do 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 a 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 Λ_0 para electrolitos fuertes y débiles.

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 diferencia 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:

- » La variación de la conductividad con la concentración
- » La conductividad molar con la dilución
- » 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 y químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas; así como su uso, manejo y almacenamiento.

9. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material
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

Equipo	Reactivos
1 Conductímetro con celda	Cloruro de sodio
1 Parrilla con agitador magnético	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):

Soluciones	Concentración/(mol/L)	Volumen mL
NaCl y ácido acético	0.1	250
	0.05	100
	0.01	100
	0.005	100
	0.001	100

2. Arme el siguiente dispositivo (Figura 9):

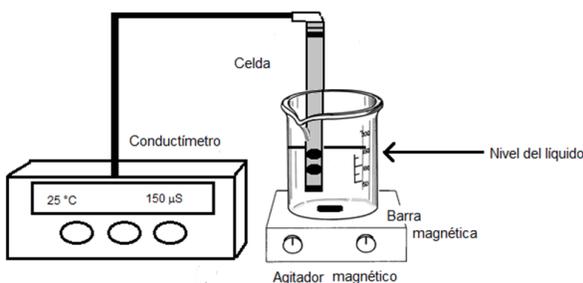


Figura 9. Montaje experimental para la medición de conductividad

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.

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. A partir de los datos de la tabla de resultados trace las siguientes gráficas, para cada electrolito:

- κ contra c
- Λ_m contra $1/c$
- Λ_m contra \sqrt{c}

2. Explique la diferencia entre las gráficas de contra Λ_m de los dos electrolitos \sqrt{c}

3. Utilizando la gráfica de Λ_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.

Tabla de resultados experimentales

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

1. Duncan A. Mac. Innes (1961). The principles of Electrochemistry, Dover Publications,

Inc. New York

2. Hos R. (2009). Experimental Electrochemistry: a laboratory textbook. 1ª ed. Wiley-VCH. Weinheim

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

4. Perez, N. (2004). Electrochemistry and Corrosion Science. 1ª Ed. Kluwer, Boston

5. Robins, J. (1978) Iones en solución: Introducción a la electroquímica. Ed. El manual moderno. México.

Concentración/ (mol/L)	$\kappa_{\text{ácido acético}}/(\text{Mhos})$	$\kappa_{\text{cloruro de sodio}}/(\text{Mhos})$
0.001		
0.005		
0.01		
0.05		
0.1		

Actividad Experimental No.9

Conductividad de electrolitos

Hoja de
Resultados
para el
Profesor

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

TABLA DE RECOPIACIÓN DE DATOS

Concentración/ (mol/L)	$\kappa_{\text{ácido acético}}$ /(Mhos)	$\kappa_{\text{cloruro de sodio}}$ /(Mhos)
0.001		
0.005		
0.01		
0.05		
0.1		

Actividad Experimental No.10

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

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

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.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Equipo	Reactivos
1 Conductímetro con celda	HCl 0.1 M
	KOH 0.1 M
1 Parrilla con agitador magnético.	NH ₄ OH 0.1 M
	Tabletas de aspirina

Material	
3 Soportes universales con pinzas	Por grupo:
1 Bureta de 50 mL	1 Mortero
2 Buretas de 10 mL	1 Matraz aforado de 500 mL
1 Barra de agitación	
4 Vasos de precipitado de 150 mL	
1 Matraz aforado de 100 mL	
1 Probeta de 100 mL	
1 Pipeta volumétrica de 10 mL	
1 Piseta	

Procedimiento experimental

PRIMERA PARTE

1. Armar el siguiente dispositivo (Figura 10).

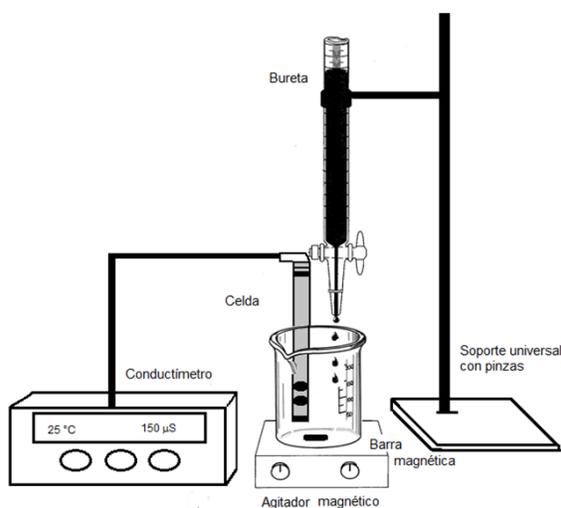


Figura 10. Titulación conductimétrica

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_4OH (0.1 M) preparar 100 mL de NH_4OH 0.01M
4. Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH_4OH 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_4OH 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.

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, grafique 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

1. Duncan A. Mac. Innes (1961). The principles of Electrochemistry, Dover Publications, Inc. New York
2. Hos R. (2009) Experimental Electrochemistry: a laboratory textbook. 1a Ed. Wiley-VCH. Weinheim, USA.
3. Levine, Iran N. (2004) Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. Ed. McGraw-Hill. México.
4. Perez, N. (2004). Electrochemistry and Corrosion Science. 1a Ed. Kluwer, Boston
5. Robins, J. (1978) Iones en solución: Introducción a la electroquímica. Ed. El manual moderno. México.
6. http://www.sadelplata.org.ar/articulos/groel_060910.html#glosario-Conductividad

Actividad Experimental No.11

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 redox 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, son todas las actividades que necesitan para su funcionamiento, la presencia de las pilas.

También son importantes en circunstancias vitales, como por ejemplo, para las personas que usan un marcapaso artificial, que es un artefacto que necesita pilas, y que 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 al 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 ΔG de la reacción.

5. Buscar cuál es la ecuación de Nernst y la aplicación que se le da.

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

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos
9 Vasos de precipitados de 10 mL	Soluciones acuosas (10 mL c/u):
6 Puentes salinos (agar-agar) pequeños	[AgNO ₃] 1M
2 Matraces aforados de 10 mL	[Zn(NO ₃) ₂] 1M
2 m de alambre para conexiones	[Pb(NO ₃) ₂] 1M
1 Pisseta de agua destilada	[KI] 1 M
6 Caimanes con alambre	[CuSO ₄] 1M
1 Lija de agua	[H ₂ SO ₄] 1M
Agitador de vidrio	[CuSO ₄] 0.1 M y 0.01M
Espátula	3 Láminas de Cu
	3 Láminas de Pb

Material	Reactivos
	1 Lámina de Zn
	1 Lámina de Pb/PbO ₂
	1 Lámina de Ag
Equipo	
1 Multímetro digital con alambres para conexiones	

Procedimiento experimental

1. Limpiar las 9 láminas perfectamente (lijar y enjuagar con etanol)
2. Construir los sistemas mostrados en la Figura 11.1.
3. Etiquetar o señalar el número correspondiente a cada vaso de precipitados y colocar las láminas siguiendo el orden de la Figura 11.1
4. Agregar las soluciones en cada vaso de precipitados de acuerdo a lo indicado en la Figura 11.2.
5. Construir las siguientes celdas:
 - a) $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}_{(0.1\text{M})}/\text{Cu}^{2+}_{(1\text{M})}/\text{Cu(s)}$ III-VI
 - b) $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}_{(0.01\text{M})}/\text{Cu}^{2+}_{(1\text{M})}/\text{Cu(s)}$ IX-VI

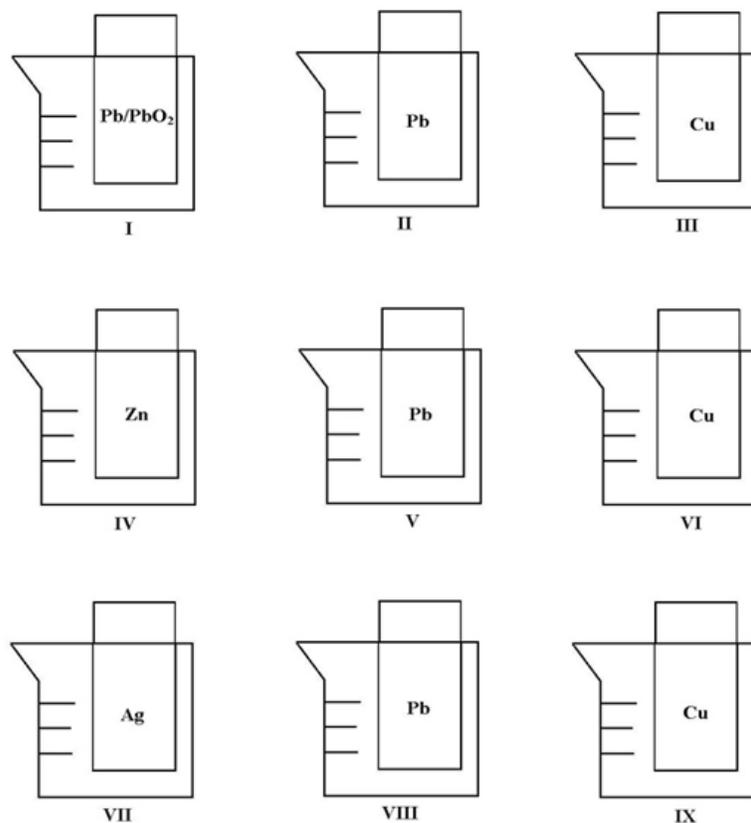


Figura 11.1. Esquema de colocación de las semiceldas

"I" (Pb/PbO ₂) [H ₂ SO ₄] = 1M	"II" (Pb) [H ₂ SO ₄] = 1M	"III" (Cu) [CuSO ₄] = 0.1M
"IV" (Zn) [Zn(NO ₃) ₂] = 1M	"V" (Pb) [Pb(NO ₃) ₂] = 1M	"VI" (Cu) [CuSO ₄] = 1M
"VII" (Ag) [AgNO ₃] = 1M	"VIII" (Pb) [KI] = 1M	"IX" (Cu) [CuSO ₄] = 0.01M

Figura 11.2. Orden de las soluciones

- » Utilizar el puente salino para unir las semiceldas.
- » Apoyarse en la Figura 11.3 para tomar la lectura de la F.E.M de las celdas requeridas
- » Anotar el valor experimental de la FEM de cada celda registrado en el multímetro.
- » Enjuagar los puentes salinos con agua destilada después de cada medición.

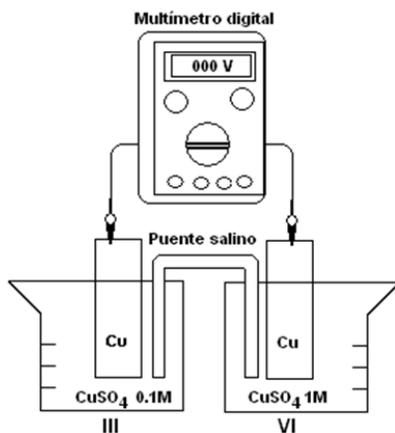
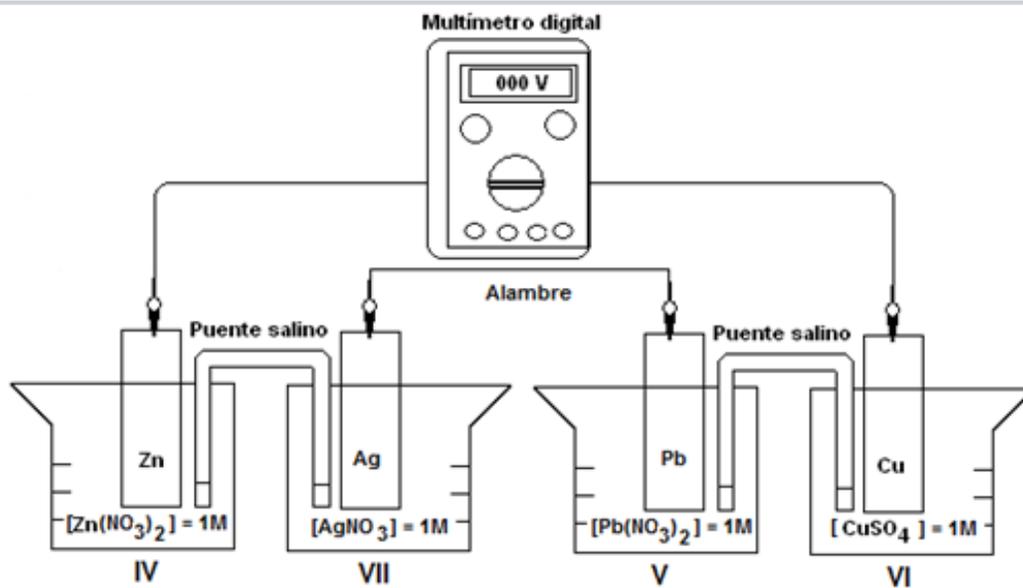


Figura 11.3. Celda electroquímica y conexiones.

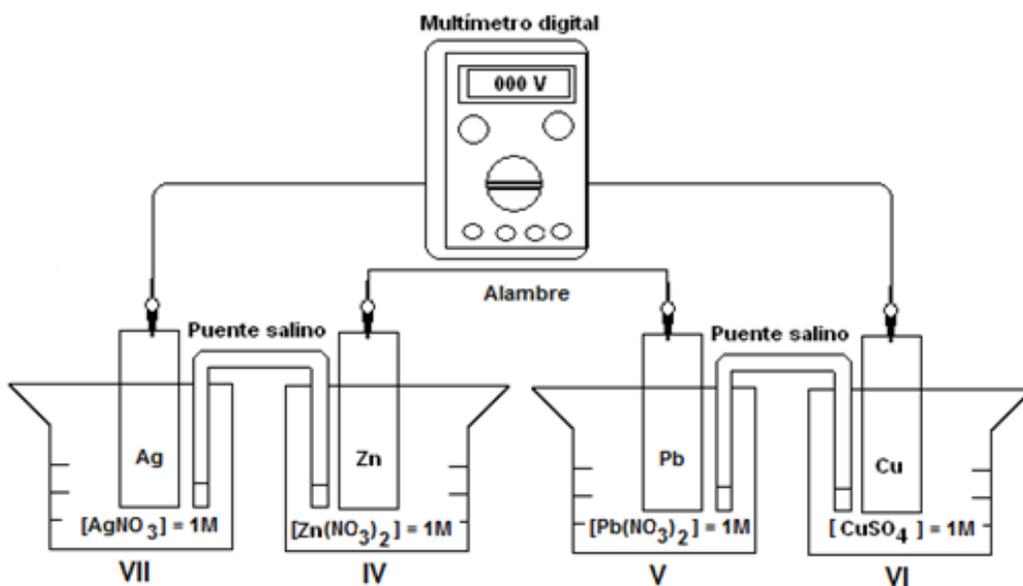
6. Construir las siguientes celdas siguiendo la metodología anterior. Anotar la FEM experimental correspondiente a cada celda.

- c) Pb(s) / PbI₂(s), I⁻(1M) // Pb²⁺(1M) / Pb(s) VIII-V
- d) Pb(s) / PbSO₄(s), SO₄²⁻(1M) // Pb²⁺(1M) / Pb(s) II-V
- e) Pb(s) / PbSO₄(s), SO₄²⁻(1M) // PbSO₄(s), SO₄²⁻(1M) / PbO₂(s) / Pb II-I
- f) Pb(s) / Pb²⁺(1M) // Zn²⁺(1M) / Zn(s) V-IV
- g) Pb(s) / Pb²⁺(1M) // Ag⁺(1M) / Ag(s) V-VII
- h) Pb(s) / PbSO₄(s), SO₄²⁻(1M) // Cu²⁺(1M) / Cu(s) II-VI
- i) Pb(s) / Pb²⁺(1M) // Cu²⁺(1M) / Cu(s) V-VI
- j) Zn / Zn²⁺(1M) // Ag⁺(1M) / Ag(s) IV-VII

7. Construir las baterías mostradas en la Figura 11.4 y medir la FEM.



(k)



(l)

Figura 11.4. 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 contaminaría, son iones metálicos pesados y contaminados no se pueden reutilizar.

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 electro-

químicos para las semireacciones de las celdas construidas, en orden creciente, a partir de la consideración siguiente.

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

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.

BIBLIOGRAFÍA

1. Baca, G. & Lewis, D. A., (1978) "Electrochemistry in a Nutshell" *Journal of Chem. Educ.* 55 (12) p.p. 804-806
2. Leidler K. James. (1997) *Fisicoquímica*. Ed. CECSA. México
3. Levine, I. N. (2004) *Fisicoquímica*. Vol. 2. 5a. ed. McGraw-Hill. México.
4. Pérez, N. (2004). *Electrochemistry and Corrosion Science*. 1a Ed. Kluwer, Boston
5. Robins, J. (1978) *Iones en solución: Introducción a la electroquímica*, Ed. El manual moderno. México.
6. Villareal, E. D. (1971) *Fuentes electroquímicas de corriente*. Ed. Limusa-Wiley, México.
7. <http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energía/Energía16/HTML/artículo04.htm>
8. <http://www.geocities.com/athens/forum/7049/pilas.pdf>

Tabla de resultados experimentales

Llene la siguiente tabla con los resultados experimentales.
Realice los cálculos necesarios.

Celda o cadena	Reacción de la celda	Potencial Ánodo	Potencial Cátodo	E_{calc} (V)	$E_{\text{exp.}}$ (V)
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-VIII-V-VI					
l. VII-IV-V-VI					

NOTA 3:

» Entregar todos los cálculos y consideraciones realizadas.

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

Celda o cadena	Reacción de la celda	Potencial Ánodo	Potencial Cátodo	E_{calc} (V)	$E_{\text{exp.}}$ (V)
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-VIII-V-VI					
l. VII-IV-V-VI					

Actividad Experimental No. 12

Propiedades termodinámicas de una celda electroquímica

INTRODUCCIÓN

La FEM de una celda electroquímica, E_c , depende de la temperatura. A partir de variación de la E_c con T , $(\delta E / \delta T)_P$, siendo este parámetro el coeficiente de temperatura de la celda a presión constante. Éste será determinado experimentalmente y cuidadosamente con la ecuación que resulte de la FEM en función de la temperatura; con este parámetro, la E_c y las ecuaciones correspondientes, se pueden realizar los cálculos para la obtención de las propiedades termodinámicas de la celda.

Con la finalidad 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 12).

OBJETIVOS

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

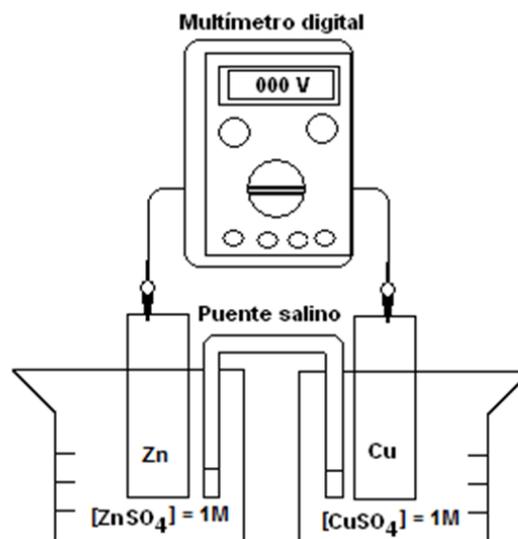


Figura 12. Celda de Daniell

ACTIVIDADES PREVIAS AL EXPERIMENTO

1. Investigar la clasificación de las celdas electroquímicas, en base a 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, 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 ΔH , ΔS y ΔG de la celda en función de la FEM y de $(\delta E/\delta T)_P$.

6. Recordando que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, consideran ΔH y ΔS constantes, determinar qué tipo de curva se obtiene al graficar ΔG vs T .

7. Revisar las propiedades físicas y químicas y toxicológicas de las sustancias empleadas; así como su uso, manejo y almacenamiento.

8. Diagrama de flujo del experimento

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos
2 Vasos de precipitados de 20 mL	Soluciones acuosas (10 mL c/u):
1 Puente salino	[CuSO ₄] 1M
1 Matraz aforado de 100 mL	[ZnSO ₄] 1M
1 Cristalizador para baño maría	Lámina de cobre

Material	Reactivos
1 Lija de agua	Lámina de zinc
1 Piseta	Etanol
1 Termómetro digital	Hielo

Equipo
1 Multímetro digital
1 Parrilla con termóstato

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

Procedimiento experimental

1. Limpiar perfectamente las láminas de cobre y de zinc.
 - » Lijar para eliminar óxidos
 - » Limpiar con una torunda de algodón impregnada con etanol.
2. Construir la celda (ver la Figura 12.1) y sumergirla en baño de hielo.
 - » Tener cuidado que los caimanes no toquen las soluciones.
 - » 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 RESIDUOS

Envasar y etiquetar las disoluciones adecuadamente para ser reutilizadas.

NOTA 1:

» Tener cuidado en no revolver las soluciones pues contaminaría, son iones metálicos pesados y contaminados no se pueden reutilizar.

INSTRUCCIONES PARA LA ELABORACIÓN DEL REPORTE

1. Grafique E_c vs T
2. Expresar 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 ΔG vs T
6. Calcule con sus datos experimentales ΔG , ΔH y ΔS en condiciones estándar y compare con los calculados teóricamente. Sacar el porcentaje de error.
7. Discuta ampliamente si la siguiente afirmación concuerda con el concepto de reversibilidad termodinámica: “Una celda electroquímica produce una FEM aun cuando se le suministre corriente”.
8. De sus conclusiones del experimento

BIBLIOGRAFÍA

1. Baca, G. & Lewis, D. A., (1978) “Electrochemistry in a Nutshell” Journal of Chem. Educ. 55 (12) p.p. 804-806
2. Leidler K. James. (1997) Fisicoquímica. Ed. CECSA. México
3. Levine, I. N. (2004) Fisicoquímica. Vol. 2. 5a. ed. McGraw-Hill. México.
4. Pérez, N. (2004). Electrochemistry and Corrosion Science. 1a Ed. Kluwer, Boston
5. Robins, J. (1978) Iones en solución: Introducción a la electroquímica, Ed. El manual moderno. México.
6. Villareal, E. D. (1971) Fuentes electroquímicas de corriente. Ed. Limusa-Wiley, México.
7. <http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energía/Energía16/HTML/artículo04.htm>
8. <http://www.geocities.com/athens/forum/7049/pilas.pdf>

Tabla de resultados experimentales

Llene la siguiente tabla con los resultados experimentales.
Realice los cálculos necesarios.

ENTREGAR TODOS LOS CÁLCULOS REALIZADOS

T (°C)	FEM (V)	$\frac{\partial E}{\partial T}$	ΔG	ΔH	ΔS

Actividad Experimental No. 12

Propiedades termodinámicas de una celda electroquímica

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

T (°C)	FEM (V)	$\frac{\partial E}{\partial T}$	ΔG	ΔH	ΔS

Actividad Experimental No.13

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 disuelve 5 toneladas de acero en el mundo, procedentes de uno cuantos nanómetros o picómetros, 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, el 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 Hierro (Fe) en medio ácido.

5. Algunos metales se corroen más rápido que otros en un mismo medio de corrosión. Investigar el porqué 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.

9. Diagrama de flujo del experimento.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos
4 Vasos de precipitados de 10 mL	Soluciones acuosas:

Material	Reactivos
2 Vasos de precipitados de 20 mL	[NaCl] 50 mL al 0.1%
2 Termómetros	50 mL al 10%
1 Caja de petri	[HCl] 25 mL al 1N
3 Matraces de 10 mL	[NaOH] 25 mL al 0.5N
3 Puentes salinos	[K ₄ Fe(CN) ₆] Gotas al 2% (fc)
6 Caimanes	Láminas
Alambre para conexiones	2.5 cm x 0.5 cm:
1 Lija de agua	1 Aluminio
Cinta adhesiva	3 Hierro
	1 Cobre
1 Pisseta	1 Clavo
2 Matraces volumétricos de 25 mL	Fenolftaleína (ff) (gotas)
2 Matraces volumétricos de 50 mL	Etanol
	Agar – Agar

Equipo
1 Parrilla con termóstato

1. Limpiar perfectamente las láminas

Procedimiento experimental

- 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:

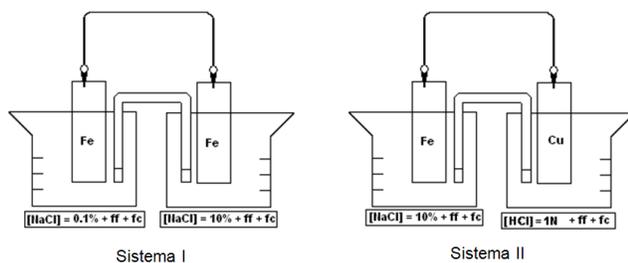


Figura 13.1: Sistemas de corrosión

- 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.
4. Construir los siguientes sistemas:

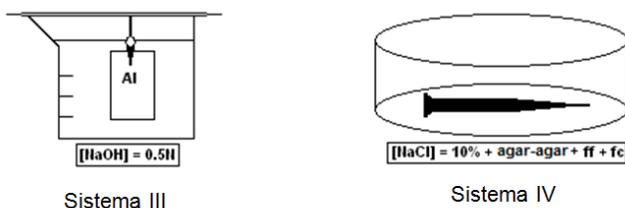


Figura 13.2: Sistemas de corrosión

- 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.

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. Pro-

porcione 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.

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

4. Pérez, N. (2004). Electrochemistry and Corrosion Science. 1a Ed. Kluwer, Boston

5. Robins, J. (1978) Iones en solución: Introducción a la electroquímica, Ed. El manual moderno. México.

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

7. <http://www.cubasolar.cu/biblioteca/energia/Energía16/HTML/artículo04.htm>

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

BIBLIOGRAFÍA

1. Uhlig, H. H.; Revie, R. W. (1985) Corrosion and Corrosion Control. 3rd Edition John Wiley & Sons. USA

2. Leidler K. James. (1997) Fisicoquímica. Ed. CECSA. México

Tabla de resultados experimentales

Completar la siguiente tabla con las observaciones experimentales realizadas.

Observaciones			
Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV
A temperatura entre 40-45°C			
Sistema I	Sistema II	Sistema III	

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

TABLA DE RECOPIACIÓN DE DATOS

Observaciones			
Sistema I	Sistema II	Sistema III	Sistema IV
A temperatura entre 40-45°C			
Sistema I	Sistema II	Sistema III	

Superficies, coloides, electroquímica y corrosión
(Actividades experimentales)

Actividad Experimental No.14

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 que 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; habiéndose obtenido una apreciable reducción del ataque al cobre, a pesar de que se presentó el problema de ensuciamiento por la proliferación de organismos marinos, habiéndose 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, como 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

1. 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 en 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.

EQUIPOS, REACTIVOS Y MATERIALES

Material	Reactivos	
3 Vasos de precipitados de 10 mL	Soluciones acuosas:	
1 matraz aforado de 25 mL	[NaCl]	25 mL al 10%
Cinta adhesiva	[K ₄ Fe(CN) ₆]	Gotas al 2% (fc)
Caimanes	Fenolftaleína (ff)	gotas
Alambre para conexiones	Láminas 2.5 cm x 0.5 cm:	
3 puentes salinos	3 Hierro	
	1 Acero inoxidable	
	1 Cobre	
	1 Zinc	
	1Magnesio	
1 Lija de agua	1 Alambre de platino	
1 Piseta	Etanol	
Equipo		
1 Fuente de poder		
1 Amperímetro		

Procedimiento experimental

1. Limpiar perfectamente y pesar las láminas como se indica a continuación:

- Lijar para eliminar óxidos
- Limpiar con etanol
- Pesar y anotar los datos

2. Armar los siguientes sistemas (Figura 14)

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.

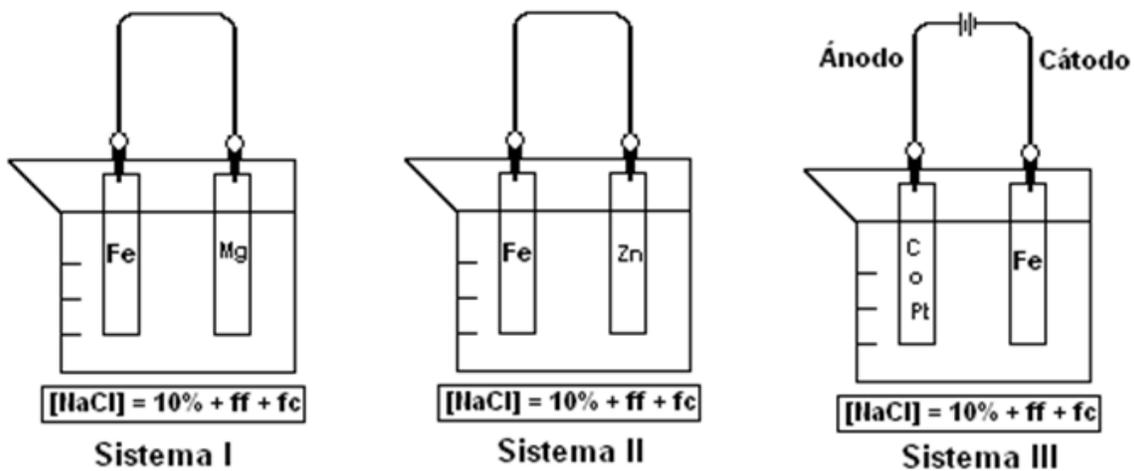


Figura 14. Diferentes sistemas de protección catódica

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 usadas para la protección catódica por ánodo de sacrificio.
5. Comente en donde se usa comúnmente la protección catódica.
6. Diga 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

1. Ávila, J; Genescá, J, (2002) Más allá de la herrumbre I; 3ª ed., La Ciencia para Todos. México
2. Ávila, J; Genescá, J., (2003) Más allá de la herrumbre II, 3ª ed., La ciencia para todos. México
3. González, J A; Iranda, J M; Birbilis, N; Feliu, S. (2005) "Electrochemical Techniques for Studying Corrosion of Reinforcing Steel: Limitations and Advantages". CORROSION: Vol. 61
4. Ulich, H. Corrosión y control de la corrosión. Séptima edición, Editorial URMO, España: 92-125, 155-165. (1999)
5. <http://www.imt.mx/archivos/Publicaciones/PublicacionTecnica/pt290.pdf>
6. http://www.fisicanet.com.ar/quimica/corrosion/ap02_corrosion.php
7. <http://www.pemex.com/files/content/NRF-017-PEMEX-20071.pdf>

Tabla de resultados experimentales

Completar la siguiente tabla con las observaciones experimentales realizadas.

Sistema I	Sistema II	Sistema III

Integrantes de equipo:

Semestre: _____ Carrera: _____ Grupo: _____

TABLA DE RECOPIACIÓN DE DATOS

Sistema I	Sistema II	Sistema III

Superficies, Coloides, Electroquímica y Corrosión (Actividades experimentales)

Las actividades contenidas en el presente manual fueron diseñadas específicamente para el estudiante de la Licenciatura en Química Industrial, quien debe formarse como un profesional integral que reúna conocimientos, valores y compromiso con su comunidad. Es por eso que esta asignatura apoyada en este manual contribuye a adquirir conocimientos, habilidades, aptitudes y actitudes para enfrentar con éxito los retos que implican la innovación y desarrollo de procesos biotecnológicos y alternativas energéticas.

