

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO  
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN

# Química

(Prácticas para IME)

**Mg**  
Magnesium

**Autores:**

**Ofelia Esperanza Arroyo Fal**

**Lidia Elena Ballesteros Hernández**

**Frida María León Rodríguez**





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

# Química

(Prácticas para IME)

Asignatura: Química  
Clave: 1406 y 1107

Carrera: Ingeniería Mecánica Eléctrica  
Clave: 11118, 11119 y 11135

Autores:  
Ofelia Esperanza Arroyo Fal  
Lidia Elena Ballesteros Hernández  
Frida María León Rodríguez

Agosto 2011



# Agradecimientos

A la Dirección General de Asuntos del Personal Académico por su apoyo en el PAPIME No. 104807 "Elaboración de Material Didáctico (Manuales y Guías de Laboratorio) de las Asignaturas de la Sección de Química Inorgánica de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán".

## **Responsable académico:**

*Frida María León Rodríguez*

## **Integrantes:**

*Arturo Aguirre Gómez*

*Ofelia Esperanza Arroyo Fal*

*Griselda Ávila Enríquez*

*Lidia Elena Ballesteros Hernández*

*Claudia Pérez Garrido*

*Alejandro Solano Peralta*

*Ofelia Vega Vázquez*

*Natividad Venegas Herrera*

Agosto 2011

*Una educación de calidad es, para mí,  
la que forma un hábito razonable de auto exigencia.*

Pablo Latapí Sarre (1927-2009)



# Prólogo

Este manual tiene por objeto dar a conocer la importancia de la Química, por hallarse ésta en todas partes, lo que nos lleva a pensar que más que una obligación, su estudio es una necesidad.

Está dirigido a estudiantes que, en su mayoría, no pretenden ser especialistas en la materia, pero que requieren de un conocimiento general de la misma.

Con el fin de despertar el interés y atraer la atención de los estudiantes, se ha realizado un esfuerzo especial en considerar aplicaciones prácticas de la química, relacionadas con la vida cotidiana y los procesos industriales. Se han incluido prácticas sencillas y rápidas, debido a las restricciones que impone el tiempo destinado a las sesiones de laboratorio dentro del programa. Sin embargo, su contenido permite al alumno comprender los principios que se pretende demostrar.

*No basta saber, se debe también aplicar.  
No es suficiente querer, se debe también hacer.*

Johann Wolfgang von Goethe (1749-1832)



# Índice

Programa analítico	11
Derivación de los objetivos del curso experimental	17
Introducción	27
Práctica 1A. Enlaces: iónico y covalente	31
Práctica 1B. Empaquetamiento de los átomos en los cristales	39
Práctica 1C. Propiedades magnéticas	45
Práctica 1D. Metal o no-metal	53
Práctica 2A. Reacciones endotérmicas y exotérmicas	61
Práctica 2C. Valor energético de algunos alimentos comunes	69
Práctica 2D. Cinética química de la reacción entre los iones yodato y sulfito ácido de sodio (bisulfito)	77
Práctica 2F. Simulación cinética de una reacción. Determinación de parámetros cinéticos y termodinámicos	85
Práctica 3A-1. Equilibrio químico y principio de Le Chatelier	91
Práctica 3A-2. Influencia de la concentración en la velocidad de reacción	97
Práctica 3B. Dureza del agua	103
Práctica 3C. Lluvia ácida	111
Práctica 3D. Transferencia de electrones	119
Práctica 3E-1. Escritura mágica	127
Práctica 3E-2. Corrosión del hierro	135
Práctica 4A-1. Reacciones redox del hierro	141
Práctica 4A-2. Fractales metálicos	147

Práctica 4B-1. Recubrimiento de una moneda	153
Práctica 4B-2 Desplazamiento de estaño por zinc	159
Práctica 4C Rendimiento en la electrodeposición	163
Práctica 4D Construyendo una batería sencilla: la celda Gerber	169
Práctica 4E-1 Electrodepósito de cobre	177
Práctica 4F Electrólisis de yoduro de potasio	183
Práctica 5A Identificación de polímeros industriales (plásticos)	189
Práctica 5B Identificación de polímeros textiles	201
Bibliografía general	209
Anexo A. Reglamento General de Higiene y Seguridad para los Laboratorios del Departamento de Ciencias Químicas	215
Anexo B. Reglamento Interno de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Sección de Química Inorgánica	227

# Programa analítico

	<b>Horas por unidad</b>
<b>Unidad 1. Conceptos generales</b>	<b>14</b>
1.1 Estructura atómica y configuración electrónica	
1.2 Enlaces químicos: enlace iónico, covalente, metálico. Fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno	
1.3 Enlace metálico y geometría de enlace	
1.4 Comportamiento de los metales: magnetismo, conducción etc.	
1.5 Clasificación de los elementos y tabla periódica	
<b>Unidad 2. Termodinámica y cinética química</b>	<b>9</b>
2.1 Leyes de la termodinámica	
2.2 Velocidad de reacción	
<b>Unidad 3. Equilibrio químico, ácido-base y óxido-reducción</b>	<b>14</b>
3.1 Ley de acción de masas	
3.2 Principio de Le Chatelier	
3.3 Definiciones de ácidos y bases	
3.4 Escala de pH y cálculos	
3.5 Definiciones para óxido-reducción	
<b>Unidad 4. Electroquímica</b>	<b>21</b>
4.1 Celdas electroquímicas: pila galvánica y celda electrolítica	
4.2 Electrólisis, leyes de Faraday y su aplicación	
4.3 Corrosión y métodos para evitarla: recubrimientos electrolíticos y protección catódica	

**Unidad 5. Introducción a la química orgánica** **14**

- 5.1 Principales grupos funcionales
- 5.2 Nomenclatura básica
- 5.3 Materiales orgánicos importantes
- 5.4 Polímeros

**Unidad 6. Temas selectos (aplicación industrial)** **0**

Total de horas **72**

## Primera unidad

### *Conceptos generales de química*

Esta primer unidad integra aprendizajes básicos necesarios, que servirán como conocimiento para el estudio del resto del programa de la asignatura de Química, sin embargo, cabe recordar que ya fueron tratados en su formación de bachillerato y el tratarlos nuevamente sirve como un repaso, actualización y homogenización del conocimiento del grupo.

- 1.1 Identificar el nombre y fórmula de los compuestos más importantes.
- 1.2 Distinguir los diferentes tipos de enlace y sus características.
- 1.3 Conocer las diferentes geometrías de enlace metálico.
- 1.4 Formular la configuración electrónica de los elementos de la tabla periódica y asociarla con las propiedades magnéticas.
- 1.5 Observar cómo se agrupan los elementos de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas.
- 1.6 Diferenciar el comportamiento de los metales, no metales y metaloides.

### *Actividades*

- 1.A Escribirá la fórmula condensada correcta de los compuestos más importantes.
- 1.B Desarrollará la fórmula de Lewis para poder identificar los tipos de enlace que presentan las moléculas.

**1.C PRÁCTICA 1A. Enlaces: Iónico y covalente.**

**1.D EXPERIENCIA DE CÁTEDRA 1B. Enlace metálico, empaquetamiento de los átomos en los cristales.**

1.E Determinará la configuración electrónica de diferentes metales de transición, con la finalidad de poder identificar sus propiedades magnéticas.

**1.F PRÁCTICA 1C. Propiedades magnéticas.**

1.G Relacionará las propiedades periódicas y la configuración electrónica de los elementos para justificar su ubicación en la tabla periódica.

1.H Investigará las propiedades físicas y mecánicas de los metales, no - metales y metaloides.

**1.I PRÁCTICA 1D. Metal o no-metal.**

## Segunda unidad

### *Termoquímica, introducción a la termodinámica y conceptos básicos de la cinética*

En esta unidad se conocerán y analizarán los cambios energéticos que acompañan a las reacciones químicas y predecirán si una reacción es factible de llevarse a cabo o no. Se intenta que los estudiantes de ingeniería mecánica electricista apliquen conceptos básicos de la termodinámica.

El estudio de la cinética química permite poder conocer con qué rapidez se puede llevar a cabo una reacción una vez que ha iniciado y cuánto avanza durante cierto período o antes de haber terminado. Se conocerá la ley de la velocidad química de acuerdo con la constante y el orden de reacción, así como la energía de activación y el efecto de la temperatura, con la finalidad de poder deducir la presencia y estabilidad de ciertos compuestos o metales presentes en la naturaleza.

2.1 Conocer los diferentes tipos de energía e intercambio entre sí.

2.2 Diferenciar las reacciones endotérmicas y exotérmicas.

2.3 Conocer el principio de las tres leyes de la termodinámica y la naturaleza de los procesos espontáneos.

- 2.4 Predecir la espontaneidad y equilibrio de una reacción a partir de la energía libre de Gibbs a temperatura y presión constante.
- 2.5 Expresar la velocidad de una reacción.
- 2.6 Velocidad de una reacción, constante y orden de reacción.

## *Actividades*

- 2.A Relacionar los cambios de energía con la aplicación práctica.
- 2.B **PRÁCTICA 2A. Reacciones endotérmicas y exotérmicas.**
- 2.C **PRÁCTICA 2C. Valor energético de algunos alimentos.**
- 2.D **PRÁCTICA 2D. Cinética química de la reacción entre los iones yodato y sulfito ácido de sodio.**
- 2.E **PRÁCTICA 2E. Simulación cinética de una reacción. Determinación de parámetros cinéticos y termodinámicos.**

## Tercera unidad

### *Conceptos generales de los equilibrios químicos*

El comportamiento químico de los compuestos y elementos presentes en la naturaleza se explica a través de una serie de reacciones químicas, las cuales se rigen por los equilibrios químicos ácido base y óxido reducción.

- 3.1 Constante de equilibrio.
- 3.2 Predecir el desplazamiento del equilibrio químico causado por la variación de la concentración, temperatura y presión.
- 3.3 Distinguir los diferentes tipos de ácidos y bases.
- 3.4 Calcular el pH de diferentes soluciones.

## *Actividades*

### **3.A PRÁCTICA 3A-1. Equilibrio químico y principio de Le Chatelier.**

**PRÁCTICA 3A-2. Influencia de la concentración en la velocidad de reacción.**

### **3.B PRÁCTICA 3B. Dureza del agua.**

### **3.C PRÁCTICA 3C-2. Lluvia ácida.**

### **3.D PRÁCTICA 3D. Transferencia de electrones.**

### **3.E PRÁCTICA 3E-1. Escritura mágica.**

**PRÁCTICA 3E-2. Corrosión del hierro.**

## Cuarta unidad

### *Introducción a la electroquímica*

Esta unidad constituye una de las más importantes, ya que el estudiante se enfrenta a una aplicación práctica e inmediata de la química como herramienta en su formación profesional.

Es altamente motivante, ya que tratan temas relacionados con la producción de energía y purificación de metales a través de procesos electroquímicos, así como de uno de los problemas que tienen que ser atacados en la vida moderna, como es la corrosión.

4.1 Definir los conceptos de óxido reducción.

4.2 Conocer las pilas electroquímicas, su funcionamiento y las partes que la constituyen.

4.3 Predecir la espontaneidad de las reacciones de óxido reducción.

4.4 Conocer los diferentes tipos de baterías.

4.5 Estudiar los diferentes tipos de corrosión y los métodos para evitarla.

4.6 Aplicar las leyes de Faraday.

## *Actividades*

- 4.A **PRÁCTICA 4A-1. Reacciones redox del fierro.**
- PRÁCTICA 4A-2. Fractales metálicos.**
- 4.B **PRÁCTICA 4B-1. Recubrimiento de una moneda.**
- PRÁCTICA 4B-2. Desplazamiento de estaño por zinc.**
- 4.C **PRÁCTICA 4C. Rendimiento en la electrodeposición.**
- 4.D **PRÁCTICA 4D. Construyendo una batería sencilla: La celda gerber.**
- 4.E **PRÁCTICA 4E-1. Electrodepósito de cobre.**
- 4.F **PRÁCTICA 4F. Electrólisis de yoduro de potasio.**

## Quinta unidad

### *Introducción a la química orgánica*

Los conceptos estudiados en las unidades anteriores se refieren principalmente a la química inorgánica. Sin embargo, existen una infinidad de compuestos constituidos principalmente por carbono, hidrógeno y oxígeno; algunos derivados del petróleo conocidos como hidrocarburos y otros que constituyen a los seres vivos, conocidos como carbohidratos. En esta unidad se conocerán los principales grupos funcionales, practicarán la nomenclatura básica y estudiarán solamente la forma de identificar los polímeros industriales y naturales.

- 5.1 Identificar los diferentes grupos funcionales.
- 5.2 Conocer la nomenclatura básica de los compuestos orgánicos.
- 5.3 Estudiar el comportamiento químico de los polímeros orgánicos sintéticos y naturales.

## *Actividades*

- 5.A **PRÁCTICA 5A. Identificación de polímeros industriales (plásticos).**
- 5.B **PRÁCTICA 5B. Identificación de polímeros textiles.**

	<p><b>UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO</b></p> <p><b>FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLÁN</b></p> <p><b>SECRETARÍA DE PLANEACIÓN</b></p> <p><b>DEPARTAMENTO DE CERTIFICACIÓN</b></p>
	<p><b>DERIVACIÓN DE LOS OBJETIVOS DEL CURSO EXPERIMENTAL</b></p> <p><b>(REQUISITOS PARA EL PRODUCTO)</b></p> <p><b>A PARTIR DEL PROGRAMA DE LA ASIGNATURA</b></p>

DEPARTAMENTO: CIENCIAS QUÍMICAS	SECCIÓN ACADÉMICA: QUÍMICA INORGÁNICA
ASIGNATURA: QUÍMICA	CARRERA: IME

<b>OBJETIVOS GENERALES DE LA ASIGNATURA</b>	<b>OBJETIVOS DEL CURSO EXPERIMENTAL</b>
<p>Analizar los conceptos básicos de la química para capacitar al estudiante en su aplicación en la solución de problemas, así como desarrollarle su capacidad de observación y de manejo de instrumentos experimentales.</p>	<p>Capacidad al alumno en el uso de los conceptos básicos de química y relacionarlos con los hechos de la vida cotidiana y profesional del Ingeniero Mecánico Electricista.</p> <p>Lograr que el alumno integre estos conocimientos con otras materias, como puede ser química aplicada, resistencia de materiales, termodinámica, termodinámica aplicada, tecnología de materiales I y II, para su aplicación en la solución de problemas.</p> <p>Las prácticas de referencia tienen como propósito esclarecer y fortalecer el curso teórico de química para la carrera de IME, por lo que se sigue un orden</p>

	conforme a dicho temario, es importante señalar que algunas de estas se podrán realizar como experiencias de cátedra.
<p><b>Unidad 1. Estructura atómica</b></p> <p>Objetivo: Establecer la conveniencia de la teoría cuántica en el modelado de la estructura atómica y relacionarla con la configuración electrónica de los átomos.</p> <p>1.1 El modelo atómico de Rutherford: el electrón, el protón y el neutrón.</p> <p>1.2 La teoría cuántica: el modelo atómico de Bohr.</p> <p>Los números cuánticos.</p> <p>1.3 La configuración electrónica de los elementos.</p> <p>El principio construcción (aufbau): el principio de exclusión de Pauli, la regla de Hund.</p>	<p><b>Objetivo general:</b> Esta primera unidad integra aprendizajes básicos necesarios que servirán como conocimiento para el estudio del resto del programa de la asignatura de química, sin embargo, cabe recordar que ya fueron tratados en su formación de Bachillerato y el tratarlos nuevamente sirve como repaso, actualización y homogenización del conocimiento en el grupo.</p> <p><b>Práctica. Propiedades magnéticas</b></p> <p><i>Objetivos</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Relacionar las propiedades magnéticas de las sustancias utilizadas con su configuración electrónica, para entender el fenómeno de diamagnetismo, paramagnetismo y ferro-magnetismo.</li> <li>- Estudiar las propiedades magnéticas de una mezcla heterogénea y cómo se afectan éstas al producirse una reacción química entre los elementos que la forman.</li> <li>- Diferenciar la configuración electrónica de los elementos en función del momento magnético.</li> </ul>

<p><b>Unidad 2. Fuerzas interatómicas e intermoleculares</b></p> <p>Objetivo: Relacionar las propiedades de distintos materiales con su configuración electrónica y su tipo de enlaces.</p> <p>2.1 Valencia y número de oxidación.</p> <p>2.2 La regla del octeto de Lewis. El enlace covalente. Electronegatividad. El enlace de hidrógeno.</p> <p>2.3 El enlace iónico. La afinidad electrónica.</p> <p>Transición entre el enlace iónico y el enlace covalente.</p> <p>2.4 Enlaces metálicos: la teoría del electrón libre.</p> <p>La teoría de las bandas.</p> <p>2.5 Aislantes y semiconductores.</p>	<p><b>Práctica. Enlaces: Iónico y covalente</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Examinar las propiedades de varias sustancias comunes.</li> <li>- Interpretar los datos de las propiedades de las sustancias para clasificarlas como iónicas o covalentes.</li> <li>- Predecir algunas propiedades de acuerdo a su tipo de enlace.</li> </ul> <p><b>Práctica. Empaquetamiento</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Conocer algunas de las tridimensionales.</li> <li>- Describir con modelos las estructuras típicas de las estructuras cristalinas.</li> <li>- Identificar las celdas cúbicas más comunes para algunos metales y compuestos.</li> </ul> <p><b>Práctica. Metal y no metal</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Verificar y distinguir las propiedades físicas de los metales y no metales.</li> <li>- Conocer las principales propiedades químicas de los metales y no metales.</li> </ul>
--	---

**Unidad 3. Clasificación de los elementos**

Objetivo: Deducir las posibles propiedades y características de los elementos, según su ubicación en la tabla periódica.

3.1 Elementos: nomenclatura y simbología.

3.2 Propiedades periódicas de los elementos.

Masa atómica. Número atómico.

3.3 La tabla periódica de los elementos.

**Unidad 4. Fórmulas, composiciones y ecuaciones químicas**

Objetivo: Calcular las cantidades involucradas en reacciones químicas, tanto en solución como fuera de ella.

4.1 El concepto de mol.

4.2 La fórmula mínima. La fórmula molecular.

4.3 La ley de las composiciones definidas. La ley de las proporciones Avogadro.

4.4 Unidades de concentración.  
Reacciones en solución.

**Unidad 5. Termodinámica química**

Objetivo: Calcular los flujos de energía asociados con diversos fenómenos químicos de aplicación de la ingeniería.

5.1 Ecuaciones termoquímicas: la reacción, estados de referencia.

5.2 Los calores de formación y de combustión.

5.3 La Ley de Hess.

5.4 El calor de solución. La energía de enlace.

5.5 La capacidad térmica específica y el calor de reacción en función de la temperatura.

**Práctica. Reacciones endotérmicas y exotérmicas.**

- Observar los cambios de energía de una reacción endotérmica, y determinar los valores de entalpía y entropía para la reacción.

- Definir, explicar y observar mediante una pequeña demostración la oxidación que sufre la glicerina con el permanganato; asimismo, diferenciar entre el concepto de oxidación y reducción que se llevan a cabo en las reacciones químicas.

- Observar e identificar una reacción exotérmica mezclando dos soluciones.

**Práctica. Valor energético de algunos alimentos comunes.**

- Interpretar los datos para calcular la energía que se libera durante la combustión de cacahuates, malvaviscos, u otros alimentos que usted elija.

- Comparar la energía que se obtiene de los alimentos.

- Inferir, con base en la composición química de los alimentos y en la cantidad de energía que se obtiene de ellos, qué tipo de alimentos contienen la mayor cantidad de energía.

**Unidad 6. Cinética química**

Objetivo: Identificar la influencia de la concentración y de la temperatura en la rapidez de una reacción química, así como asociar un carácter dinámico al concepto de equilibrio.

6.1 La velocidad de la reacción: Concentración y velocidad.

6.2 La ecuación de velocidad de reacción para reacciones de una etapa. La vida media.

6.3 La influencia de la temperatura.

- - -

6.4 El equilibrio químico como equilibrio dinámico. La constante de equilibrio.

**Práctica. Simulación cinética de una reacción elemental. Determinación de parámetros cinéticos y termodinámicos.**

- Aprender conceptos fundamentales de cinética química.
- Determinar gráficamente parámetros clave de la cinética de las reacciones químicas, tales como orden o constante de velocidad.
- Mejorar la capacidad de presentación de resultados experimentales.

**Práctica. Cinética química de la reacción entre los iones yodato y sulfito ácido de sodio (Bisulfito).**

- Preparar una disolución concentrada, y a partir de estudiar experimentalmente la velocidad de reacción.

**Práctica. Equilibrio químico.**

- Observar, en forma fehaciente, el desplazamiento que sufre un sistema en equilibrio al ser sometido a la influencia externa de factores que lo afectan.

	<p><b>Práctica. Influencia de la concentración en la velocidad de reacción.</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• En esta práctica se trata de hacer operativos y de afianzar los conceptos de concentración, volumen, relación estequiométrica y velocidad de reacción, de tal modo que se sea capaz de:             <ul style="list-style-type: none"> <li>&gt; Emplear adecuadamente el material que necesita para la realización de la práctica.</li> <li>&gt; Hacer una representación gráfica e interpretarla.</li> <li>&gt; Elaborar un informe sobre la experiencia realizada.</li> </ul> </li> </ul>
<p><b>Unidad 7. Electroquímica</b></p> <p>Objetivo: Describir la influencia de los fenómenos electroquímicos en algunas aplicaciones de la ingeniería.</p> <p>7.1 Conducción metálica y electrolítica.</p> <p>7.2 La electrólisis y las leyes de Faraday.</p> <p>7.3 Fuerza electromotriz.</p> <p>7.4 La corrosión y métodos para evitarla: recubrimientos electrolíticos y protección catódica.</p>	<p><b>Práctica. Corrosión del hierro.</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Determinar los factores que afectan la corrosión de un clavo de hierro y comparar el efecto del material para evitar la corrosión.</li> </ul> <p><b>Práctica. Reacciones redox del hierro.</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Identificar las reacciones de óxido-reducción que ocurren en el experimento.</li> <li>• Observar el cambio de color de soluciones de Fe (II) y Fe (III) con diferentes reactivos.</li> <li>• Analizar y explicar los cambios de color que suceden en cada uno de los sistemas.</li> </ul>

- Examinar cada uno de los procesos y reacciones para posteriormente poder concluir.

**Práctica. Fractales metálicos.**

- Formar cristales de diferentes metales a partir de una reacción óxido-reducción.
- Integrar conceptos teóricos de óxido-reducción a lo largo del curso.

**Práctica. Recubrimiento de una moneda.**

- Realizar un recubrimiento sobre una moneda de cobre y formar una aleación: latón.

**Práctica. Desplazamiento de estaño por zinc.**

- Analizar los cambios químicos que ocurren cuando se lleva a cabo el desplazamiento de un metal.

**Práctica. Rendimiento en la electrodeposición.**

- Conocer los procesos anticorrosivos y aplicar uno de ellos.
- Calcular el rendimiento de electrodeposición en la aplicación de diferentes amperajes.

**Práctica. Construyendo una batería sencilla: la celda Gerber.**

- Aplicar el proceso de oxidación-reducción en la construcción de una pila.
- Utilizar la reacción para construir una celda electroquímica que sea capaz de hacer funcionar un foco de 1.5 V.
- Hacer funcionar un radio de bolsillo de 9 V, conectando en serie las baterías que se construirán en la práctica.

**Práctica Electrodeposición de cobre.**

- Realizar un electrodeposito o recubrimiento de cobre sobre una llave de casa.

**Práctica. Electrólisis del yoduro de potasio.**

- Describir una celda de electrólisis como ejemplo de una reacción de óxido-reducción no espontánea.
- Identificar, por medio de reacciones, las especies químicas formadas en el ánodo y en el cátodo.

**Unidad 8. Introducción a la química orgánica.**

Objetivo: Reconocer los miembros principales de las familias de hidrocarburos y sus fuentes básicas.

8.1 Las principales familias de hidrocarburos: alcanos, alquenos, alquinos y aromáticos.

8.2 Nomenclatura.

8.3 Fuentes de hidrocarburos: el petróleo.

**Práctica. Identificación de polímeros textiles.**

Analizar los cambios en las muestras de los diferentes tipos de telas, causados por la flama y pruebas químicas.

Clasificar las telas por el tipo de polímero, con base a los resultados de las pruebas.

**Práctica. Identificación de polímeros industriales (plásticos)**

- Analizar las muestras de varios plásticos por medio de observaciones iniciales; pruebas de combustión, prueba de la flama y solubilidad.

- Clasificar los plásticos por el tipo de polímero con base en los resultados de las pruebas.

ELABORADO POR: Q. Ofelia Esperanza Arroyo Fal  
 Q. I. Griselda Ávila Enriquez  
 Q. Lidia Elena Ballesteros Hernández  
 Dra. Frida María León Rodríguez

REVISADO POR: I. A. Natividad Venegas Herrera  
 (Jefe de la Sección)

FECHA  
 DE ELABORACIÓN: 11-Junio-2009

# Introducción

La asignatura de Química para Ingeniería Industrial e Ingeniería Mecánica Eléctrica, comprende una clase teórica apoyada con laboratorio. En éste se fortalece la adquisición y/o reafirmación de conocimientos debido a su aplicación inmediata, por lo que es fundamental utilizar los experimentos como un instrumento básico para el aprendizaje.

La clase teórica comienza con la revisión de conceptos básicos, encaminados hacia la aplicación de los mismos en el campo particular de la ingeniería. Comprobando de esta manera la importancia de algunos de los principios estudiados en las clases teóricas, con lo que se logra además familiarizarse con determinadas operaciones básicas en muchas áreas de ciencia y tecnología.

Uno de los problemas detectados al empezar a impartir la asignatura de Química para IME en la FESC en el año 2013, fue la carencia de un manual de prácticas, con la subsecuente serie de problemas de información.

Durante la elaboración del presente manual consideramos que el laboratorio químico juega un papel relevante y determinante en la motivación de los estudiantes de ingeniería, pues se ha observado que generalmente se le considera como una ciencia llena de conceptos, leyes y fórmulas difíciles de entender. Por tal motivo creemos que estas prácticas de laboratorio deben caracterizarse por:

1. Emplear tanto como sea posible, sustancias químicas de uso frecuente en los hogares y en la industria, tales como ácido muriático, gasolina, cloro, antiácidos, vinagre, sal, azúcar, desengrasantes, etc.
2. Ayudar a ver la asignatura como una herramienta amigable con una amplia aplicación inmediata de conceptos.
3. Manejar un lenguaje de fácil comprensión.
4. Incluir operaciones sencillas pero que permitan aprender la manipulación y respecto por reactivos químicos.
5. El planteamiento de problemas frecuentes y reales de la industria, y la propuesta de una posible solución.
6. El cuestionamiento del daño ecológico y la contaminación que se puede provocar con las sustancias químicas tratadas en forma inadecuada.

7. Realización de prácticas que involucren materiales de aplicación actual y la introducción de nuevos materiales.

Este manual está conformado por un total de 25 prácticas, de las cuales se recomienda seleccionar un grupo de entre 8 y 11 para cada semestre, de tal forma que se rolen y no sea repetitivo.

Cada operación de laboratorio es una breve investigación química que requiere de un planteamiento adecuado, anulación de las fuentes de error, cuidado en la manipulación y anotación de los resultados tan pronto se obtienen, es decir, adquirir una metodología que nos permita llegar a encontrar explicaciones lógicas.

Al realizar la enseñanza experimental, es imprescindible darse cuenta que el laboratorio es un ambiente donde todos participamos en la seguridad de los usuarios y a la conservación de las instalaciones.

Al final del proceso de enseñanza, deberá ser claro para el alumno, no solamente la pulcritud en el dispositivo experimental, así como el orden y limpieza de la mesa de trabajo, sino también el cuidado, para evitar que las piezas del equipo se dañen. Son condiciones esenciales para una labor eficiente.

Gracias a la UNAM, preocupada por el mejoramiento de la enseñanza mediante la DGAPA, en su programa del proyecto PAPIME PE 203412 *Mejoramiento de la Enseñanza Teórico-Práctica de Química Básica* en las asignaturas de Química Inorgánica de la FESC, "Elaboración de Guías de Estudio y Empleo de las TIC's", ha sido posible.

Por todo lo anterior, esperamos que este manual de laboratorio ayude al estudiante a comprender inmediatamente los conceptos teóricos, mediante su aplicación directa en el laboratorio. Consideramos que es un manual de fácil comprensión pero contiene el nivel requerido por un profesionista del área de Ingeniería, que haga sentir al estudiante que los fenómenos químicos son cotidianos y que su comprensión mediante una guía adecuada, resultará inquietante.

## Actividades previas a la sesión experimental

Antes de iniciar la tarea, es necesario realizar una consulta previa de la bibliografía pertinente y se recomienda al estudiante consultar al instructor cuando tenga dudas sobre un experimento.

También es necesario revisar la parte correspondiente al material donde se señala con un asterisco, el material que el alumno deberá traer para poder realizar la sesión experimental.

## Instrucciones para el informe

El contenido de los informes es el siguiente:

1. Portada.
2. Objetivos y breve introducción.
3. Resultados (observaciones, gráficas, fórmulas, reacciones, tabla de datos, etc.).
4. Cuestionario (al final de cada práctica se cuenta con un cuestionario que el alumno deberá contestar).
5. Aplicaciones.
6. Conclusiones.
7. Bibliografía y/o referencias.



# Práctica 1A

## Enlaces: iónico y covalente

### *Objetivos*

- Examinar las propiedades de varias sustancias comunes.
- Interpretar los datos de las propiedades de las sustancias para clasificarlas como iónicas o covalentes.
- Predecir algunas propiedades de acuerdo a su tipo de enlace.

### *Introducción*

En la naturaleza, sólo los gases nobles se encuentran como átomos aislados. El resto de los elementos, más bien, la mayoría de ellos, se encuentran enlazados formando *moléculas* con dos o más átomos del mismo o de diferente elemento. El oxígeno que respiramos es una molécula formada por dos átomos ( $O_2$ ); en los cerillos antiguos, el fósforo era una molécula formada por cuatro átomos ( $P_4$ ); en un pedazo de metal hay trillones de átomos del metal unidos entre sí.

Cuando átomos de distintos elementos se unen para formar *compuestos*, las propiedades de éstos son muy distintas a las que poseen los elementos. Una gota de agua contiene una gran cantidad de moléculas de agua ( $H_2O$ ), formadas por dos átomos de hidrógeno ( $H_2$ ) y uno de oxígeno ( $O_2$ ). A temperatura ambiente, el agua es líquida y se puede beber, mientras que el hidrógeno y el oxígeno son gases incoloros e inodoros. Como vemos, estos elementos muestran diferentes propiedades cuando se unen para formar un *compuesto*: el agua. Otro ejemplo es la sal de mesa o cloruro de sodio ( $NaCl$ ), que es un sólido cristalino blanco y está formada por un átomo de cloro ( $Cl_2$ ) y un átomo de sodio ( $Na$ ). El cloro es un gas amarillo verdoso y tóxico, el sodio es un metal gris, blando y extraordinariamente reactivo; nuevamente, se observa que los átomos exhiben diferentes propiedades cuando se combinan para formar un compuesto.

A nivel microscópico existen dos tipos de fuerzas: las fuerzas intermoleculares, que son fuerzas de atracción entre moléculas, y las fuerzas intramoleculares, que son aquellas que mantienen unidos a los átomos que forman la molécula. Estas últimas

fuerzas estabilizan a las moléculas individuales, mientras que las primeras son las responsables de las propiedades macroscópicas de la materia, por ejemplo: punto de fusión y punto de ebullición, etc. En general, las fuerzas intramoleculares son mayores que las intermoleculares, por ello, se necesita más energía para romper un enlace H–O que para evaporar un mol de agua.

Las propiedades de las sustancias dependen en gran medida de los enlaces químicos que mantienen unidos sus átomos<sup>4</sup>, por lo que pueden ser clasificados de acuerdo con los tipos de enlaces que unen a sus átomos. Las fuerzas que mantienen unidos a los átomos son de naturaleza eléctrica. Cuando los átomos interactúan para formar una unión o enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas o electrones de valencia.

A estos electrones externos de los átomos, que se colocan entre los núcleos para propiciar un enlace, les llamamos electrones de enlace o par electrónico. El par electrónico puede estar en cualquiera de los siguientes casos:

- a) Más cerca de un núcleo que del otro (*enlace iónico*).
- b) Situado exacta o aproximadamente entre ambos núcleos (*enlace covalente*).
- c) Deslocalizados y distribuidos uniformemente dentro de un conjunto de más de dos núcleos (*enlace metálico*).

A simple vista no es posible decir que el compuesto de una muestra es del tipo iónico o covalente, porque ambos compuestos pueden tener la misma apariencia. Sin embargo, se pueden hacer pruebas sencillas para clasificar a los compuestos según su tipo de enlace o distribución de carga, ya que cada uno tiene un conjunto de propiedades particulares que comparten la mayoría de sus integrantes.

El **enlace iónico** se debe a la atracción electrostática entre los iones positivos y negativos, originados a partir de los átomos libres por la pérdida o ganancia de electrones, debido a una transferencia de un electrón de un átomo a otro. Esta transferencia de electrones, para formar iones con carga opuesta, ocurre cuando los átomos en cuestión atraen electrones con fuerza muy diferente, es decir, poseen afinidades electrónicas y energías de ionización muy diferentes. Por lo general los compuestos iónicos están formados por un metal y un no-metal. En ellos la carga eléctrica está más cerca de un núcleo que del otro, lo que origina la formación de polos dentro de la molécula. Aunque algunos existen en forma de gases y líquidos,

los compuestos iónicos suelen ser sólidos, duros, cristalinos, quebradizos y solubles en agua, con punto de fusión elevado, no conducen la electricidad en estado sólido, sin embargo, sí la conducen al estar en solución y forman redes reticulares, lo que les da alta estabilidad. El KI y el NaCl son compuestos representativos de enlace iónico.

El **enlace covalente** es uno en el que dos electrones son compartidos por dos átomos, formando un enlace sencillo, además pueden compartir dos o tres pares de electrones para formar enlaces dobles y triples respectivamente. Si los átomos son iguales compartirán por igual fuerza el par de electrones, por ejemplo la molécula de hidrógeno (H–H), la de cloro (Cl–Cl), etc., y se llaman enlaces covalentes no polares. Las sustancias con enlaces covalentes muestran una gran variedad de puntos de fusión y ebullición, son aislantes eléctricos y térmicos y están formados por moléculas con geometrías definidas.

En el estado sólido, se forman uniones covalentes estables, principalmente entre átomos no metálicos, tales como el nitrógeno, oxígeno, carbono, flúor y cloro. Otros elementos, tales como el silicio, germanio, arsénico y selenio, forman uniones parcialmente covalentes y metálicas. Se considera también que los metales de transición presentan un cierto carácter covalente en sus uniones.

Puede verse que, considerando únicamente estos dos tipos de enlace (el enlace metálico es estudiado en la práctica 1D de este manual) tenemos una variedad de sustancias, que van desde las sustancias polares hasta las sustancias no polares. La determinación y estudio de las propiedades físicas de una sustancia, permitirá determinar el tipo de enlace con el que se encuentran unidos los átomos que constituyen el compuesto del que está formada.

#### **Material**

4 tubos de ensayo

4 vasos de precipitados

1 o 2 globos chicos\*

Crayón

Espátula

Gradilla

Parrilla de calentamiento

#### **Reactivos**

Ácido benzoico

Ácido oxálico

Sal de Epsom ( $\text{MgSO}_4$ )\*

Aspirina\*

Azúcar\*

Fructosa\*

Cloruro de potasio

Pinzas para crisol

Cloruro de sodio\*

Portaobjetos de vidrio

Urea\*

Probeta graduada

Varilla de agitación

Foco de 3V\*

Caimanes y alambre para circuito\*

\*Material que deberá traer el alumno (cantidades pequeñas)

## Procedimiento

### I. Conductividad eléctrica

- 1) Utilizar un dispositivo para detectar la conductividad eléctrica y probar en cada uno la presencia de electrolitos: el dispositivo puede ser como el que se muestra en la figura 1A.1.

1.1 Agua destilada

1.2 Benceno

1.3 Tetracloruro de carbono

1.4 Solución de cloruro de sodio (1g NaCl en 100 ml de agua)

1.5 Solución de cloruro de sodio (2g NaCl en 100 ml de agua)

1.6 Solución de cloruro de sodio (3g NaCl en 100 ml de agua)

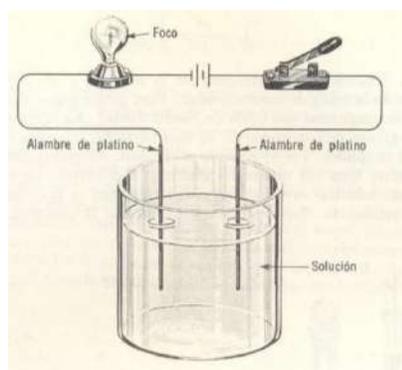


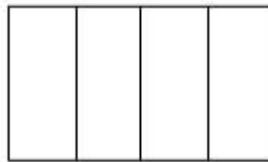
Figura 1A.1

## **II. Solubilidad**

- 1) Comparar la solubilidad de las siguientes sustancias: cloruro de sodio, aspirina, sal de Epsom, ácido benzoico.
- 2) Agregar 2 ml de agua destilada a un tubo de ensayo.
- 3) Preparar otros 3 tubos de ensayo que contengan la misma cantidad de agua.
- 4) Etiquetar los tubos con el nombre de las sustancias.
- 5) Agregar 2 o 3 cristalitas de cada sustancia.
- 6) Agitar con la varilla de vidrio o agite el tubo de ensayo.
- 7) Anotar si se disolvió.

## **III. Punto de fusión**

- 1) Con un crayón trazar varias líneas en un portaobjetos para dividirlo en cuatro partes.



A B C D

- 2) Rotular con letra cada una de las partes, escribir en su bitácora las letras que corresponden a las sustancias utilizadas.
- 3) Con una espátula colocar 4 o 5 cristales en cada lugar, cuidar de no revolver los compuestos.
- 4) Colocar el portaobjetos en una parrilla de calentamiento.
- 5) Calentar durante 2 minutos, se alcanzará una  $T = 135\text{ }^{\circ}\text{C}$  aproximadamente.
- 6) Anotar sus observaciones.

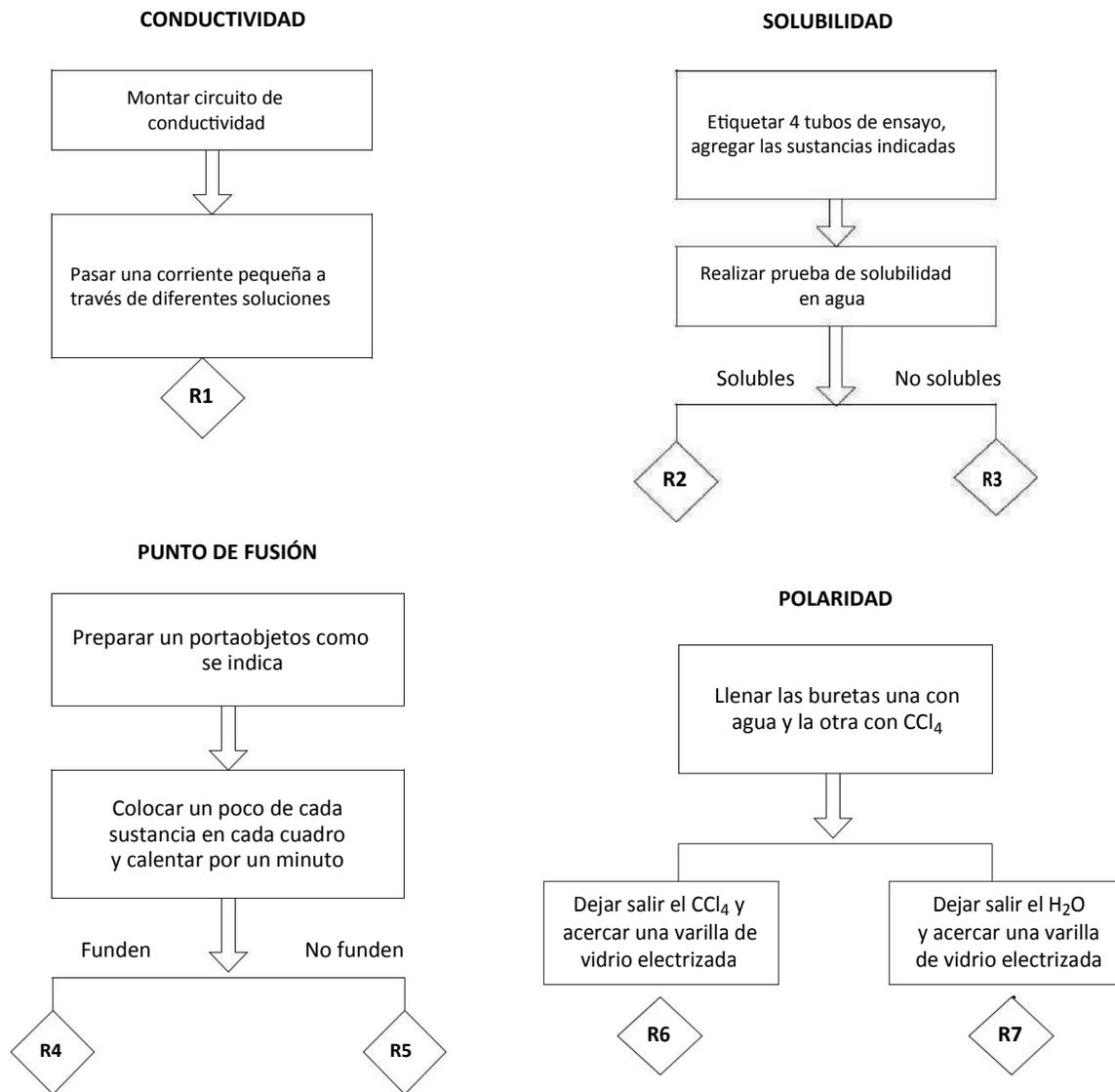
#### ***IV. Polaridad de enlace***

- 1) Llenar una bureta con agua y otra con tetracloruro de carbono.
- 2) Abrir la llave de la bureta que contiene agua y dejar salir libremente el líquido.
- 3) Colocar un vaso de precipitados para coleccionar el líquido.
- 4) Frotar un globo inflado sobre su cabello o sobre una tela de lana rápidamente.
- 5) Acercar el globo cargado al chorro del agua (sin tocarla) y observar la atracción que se ejerce sobre el líquido polar.
- 6) Repetir la misma operación con el líquido no polar y anotar sus observaciones.

#### ***Cuestionario***

1. Explicar cómo las sustancias llamadas electrolitos son capaces de conducir la corriente eléctrica.
2. Los solventes polares disuelven sustancias similares y los solventes no polares disuelven sustancias no polares, ¿qué tipo de enlace presenta cada uno?
3. Explica la diferencia que existe entre afinidad electrónica y energía de ionización.
4. ¿Por qué las sustancias con enlaces iónicos en general presentan puntos de fusión altos?
5. En general, ¿cómo son los puntos de fusión de las sustancias con enlaces covalentes?
6. ¿Qué le ocurre a los enlaces que hay entre las moléculas cuando una sustancia se funde?

## Enlaces: iónico y covalente



**R1:** Guardar las soluciones para reuso.

**R2 y R3:** Desechar en la tarja con abundante agua.

**R4 y R5:** Desechar a la basura.

**R6:** Recuperar el  $\text{CCl}_4$  para reuso.

**R7:** Desechar en tarja.



# Práctica 1B

## Empaquetamiento de los átomos en los cristales

### *Objetivos*

- Conocer algunas de las estructuras cristalinas tridimensionales.
- Describir con modelos las estructuras típicas de las estructuras cristalinas.
- Identificar las celdas cúbicas más comunes para algunos metales y compuestos.

### *Introducción*

Los sólidos se dividen en dos categorías: cristalinos y amorfos. El hielo, el cuarzo y el diamante son sólidos cristalinos que poseen un ordenamiento estricto y regular, es decir, sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones bien definidas. Estos sólidos suelen tener superficies planas o caras que forman ángulos definidos entre sí. Gracias a la distribución de estas partículas en el sólido cristalino, las fuerzas netas de atracción intermolecular son máximas. Las fuerzas que mantienen la estabilidad de un cristal pueden ser iónicas, covalentes, de van der Waals, de puentes de hidrógeno o una combinación de todas ellas. Los sólidos amorfos (del griego que significa sin forma), como el hule y el vidrio, carecen de un ordenamiento bien definido y de un orden molecular repetido. Esta práctica se concentra en la estructura de los sólidos cristalinos.

El orden característico de los sólidos cristalinos nos permite tener una imagen de todo un cristal, examinando sólo una pequeña parte de él. Podemos imaginar que el sólido se forma apilando bloques de construcción idénticos, así como una pared de tabiques se forma apilando tabiques individuales idénticos. Una *celda unitaria* es la unidad estructural repetida de un sólido cristalino. Tiene un arreglo espacial de átomos que se repite en el espacio tridimensional definiendo la estructura del cristal. La celda unitaria específica para cada metal está definida por sus parámetros que son las orillas o bordes de la celda unitaria  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y los ángulos respectivos  $\alpha$ ,  $\beta$ , y  $\gamma$  como lo muestra la figura 1B.1:

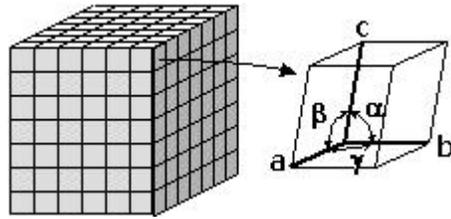


Figura 1B.1

Las celdas unitarias son paralelepípedos (figuras con seis caras que son paralelogramos). Como los átomos tienden a adoptar posiciones relativamente fijas, da lugar a la formación de cristales en estado sólido. Los átomos oscilan alrededor de puntos fijos y están en equilibrio dinámico más que estáticamente. La red tridimensional de líneas imaginarias que conecta los átomos se llama red espacial.

Afortunadamente la mayoría de los metales importantes se cristalizan, ya sea en los sistemas cúbicos o en los hexagonales, y sólo tres tipos de redes espaciales se encuentran comúnmente: la b.c.c., la f.c.c. y la c.p.h.

En cada caso, el átomo está representado como un punto. Estas geometrías definen las propiedades físicas y químicas de las sustancias. El estado cristalino de la materia consiste en una disposición regular de los átomos, moléculas o iones. Si se representa cada uno de los constituyentes por un punto, entonces la estructura cristalina se puede representar por un modelo que se repite regularmente llamado celda fundamental. En esta práctica se usarán esferas de unicel simulando un átomo y se estudiarán algunas de las formas en que se pueden empaquetar para formar los cristales típicos.

## Material

13 esferas de unicel de 2.5 cm\*

36 esferas de unicel de 5 cm\*

38 varillas o palillos para conectar las esferas \*

Plastilina\*

\* Material que deberá traer el alumno

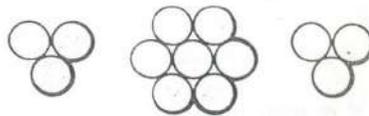
## Procedimiento

### **I. Consideraciones sobre empaquetamiento de esferas**

- 1) Determinar cuántas esferas de 5 cm pueden colocarse alrededor de una esfera del mismo tamaño (empaquetar). Repetir la operación anterior con esferas de 2.5 cm. Si todas las esferas son del mismo radio, ¿cuántas esferas rodean a la del centro?, ¿depende del tamaño de las esferas el empaquetamiento? Comprobar con esferas de 2.5 cm de diámetro.
- 2) Colocar esferas por encima de la marcada, de forma que todas la toquen. ¿Podría existir la misma situación por debajo de la esfera marcada? ¿Cuál es el número máximo de esferas de un mismo tamaño que puede estar en contacto con una esfera central? ¿Cuál es el número de coordinación para este tipo de empaquetamiento de máximo compacto?

### **II. Modelo A. Empaquetamiento hexagonal compacto**

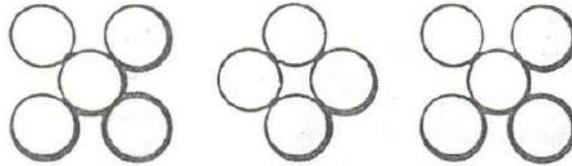
- 1) Conectar las esferas utilizada en la parte I con los palillos, de forma que se obtengan los grupos indicados en la siguiente figura:



- 2) Colocar una capa de 3 esferas encima de la mesa, con el vértice del triángulo hacia el experimentador.
- 3) Colocar ahora la capa de 7 esferas, encima de las 3 esferas de antes, de forma que la esfera central ajuste exactamente en la depresión de la capa del fondo.
- 4) Centrar la otra capa de 3 esferas, de forma que quede sobre la esfera central de la capa grande y encima directamente de las esferas de la capa del fondo.

### **III. Modelo B. Empaquetamiento cúbico compacto o cúbico centrado en las caras (ccc)**

- 1) Construir las capas que se muestran en la siguiente figura, usando esferas de 5 cm:



- 2) Colocar la primera capa plana encima de la mesa, poner la segunda capa sobre la primera, de tal forma que las esferas descansen en los espacios de la primera capa, añadir la tercera capa, de forma que sus esferas estén encima directamente de las de la primera capa. ¿Por qué se llama cúbico centrado en las caras? Este es el empaquetamiento que se encuentra en los cristales de Cu, Ag, Al y muchos otros metales.

### **IV. Comparación entre el empaquetamiento hexagonal compacto y el empaquetamiento centrado en las caras**

- 1) Tomar el modelo A (hexagonal compacto) y reconstruir de forma que la capa de arriba no esté encima directamente de la primera capa, sino girada  $60^\circ$  respecto a ella.
- 2) Girar ligeramente este modelo y buscar cuatro esferas que formen un cuadrado delante del operador. Quitar ahora la capa superior del modelo B y colocar encima de las cuatro esferas que antes se han buscado en el modelo A. Observar que este nuevo modelo tiene un cubo centrado en las caras.
- 3) A partir de la comparación anterior ¿hay alguna diferencia en el número de coordinación en los dos tipos de empaquetamiento más compactos? ¿Hay diferencia de densidad, cuando varias esferas de masas y tamaños comparables toman parte en cada uno de estos tipos de empaquetamiento? La mayoría de metales cristalizan sólo en una de las dos formas, no en las dos. ¿Qué indica esto respecto a la naturaleza direccional de los enlaces entre los átomos de estos metales?

## V. Modelo C. Empaquetamiento cúbico centrado en el cuerpo

- 1) Construir las capas que se muestran en la figura:



Utilizar las esferas de 5 cm del modelo A. Tener cuidado de dejar un espacio aproximado de 1 cm entre las esferas, tal como se indica.

- 2) Colocar la esfera solitaria en el centro de la primera capa y después la tercera capa, de forma que sus esferas estén directamente encima de la primera capa. Estudiar la simetría de este modelo y justificar su nombre. Este tipo de empaquetamiento es típico de los metales alcalinos, por ejemplo del Na y K.
- 3) Por debajo de 906 °C, el hierro metálico cristaliza en una forma cúbica centrada en el cuerpo llamada ferrita- $\alpha$ . Por encima de esta temperatura, la forma estable es la ferrita- $\gamma$ , que es cúbica centrada en las caras. A 1401 °C la forma cristalina cambia otra vez a un sólido cúbico centrado en el cuerpo llamado ferrita- $\delta$ . ¿Cuál es el número de coordinación del hierro en cada una de estas formas? Explicar estas transiciones en función del número de electrones de enlace disponibles.
- 4) Los cloruros iónicos están formados por un empaquetamiento de iones positivos y negativos dentro de una red. Los iones sodio tienen un diámetro de 1.9 Å, mientras que el de los iones cloruro es de 3.62 Å. Se utilizarán en este modelo esferas de 2.5 cm para los iones  $\text{Na}^+$  y esferas de 5 cm para los iones  $\text{Cl}^-$ , para así tener sus tamaños relativos.

Utilizar el modelo B para la disposición cúbica centrada en las caras de los iones cloruro. Colocar después 13 esferas de 2.5 cm que representan a los iones sodio, en los huecos que hay entre los iones cloruro de cada capa. Observar que la red de NaCl es un conjunto de dos cubos centrados en las caras que se interpretarán, uno de iones  $\text{Na}^+$  y otro de iones  $\text{Cl}^-$ .

- 5) ¿Qué iones están rodeando a cada ion  $\text{Na}^+$ ? ¿Y a cada ion  $\text{Cl}^-$ ? ¿Cuál es el número de coordinación de las esferas que representan los iones  $\text{Na}^+$ ? y ¿cuál el de las esferas que representan los iones  $\text{Cl}^-$ ?
- 6) Observar que para conseguir este tipo de red, debe haber una relación favorable entre los radios de las dos esferas que permita que una esfera dada, ajuste en un determinado hueco de la red. ¿Cuál es la relación de radios para los iones  $\text{Na}^+ / \text{Cl}^-$ ? ¿Puede explicarse la estabilidad de este tipo de empaquetamiento en función de las fuerzas interiónicas?

## *Questionario*

1. Hacer una breve descripción de cada tipo de empaquetamiento en los cristales metálicos.
2. En uno de los tipos de empaquetamiento cúbico, las esferas ocupaban los dos tercios y en el otro los tres cuartos del espacio total disponible. Identificar ¿cuál es cada uno de los tipos? ¿Cuál es más denso? ¿En cuál forma cada átomo el mayor número de enlaces?
3. Suponer que tiene un cristal XY con el empaquetamiento del NaCl, en el que los dos iones tienen respectivamente, el mismo tamaño que el  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , pero que cada uno de ellos posea una carga doble  $X^+$  e  $Y^-$ . ¿Tendría XY un punto de fusión mayor o menor que el NaCl? Indicar dos cristales que satisfagan el criterio anterior y buscar sus puntos de fusión para comprobar la predicción.
4. Suponer que se tiene un cristal AB con el empaquetamiento del NaCl en los dos iones que tienen la misma carga  $A^+$  y  $B^-$  que el  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , pero que los radios de A y B son proporcionalmente más grandes. ¿Tendría AB una temperatura de fusión más alta o más baja que el NaCl? Indicar dos cristales reales que satisfagan el criterio anterior y buscar sus puntos de fusión para comprobar lo predicho.
5. Investigue el tiempo de vida del unicele y como puede ser eliminado del medio ambiente.

# Práctica 1C

## Propiedades magnéticas

### *Objetivos*

- Relacionar las propiedades magnéticas de las sustancias utilizadas con su configuración electrónica, para entender el fenómeno de diamagnetismo, paramagnetismo y ferromagnetismo.
- Estudiar las propiedades magnéticas de una mezcla heterogénea y cómo se afectan éstas al producirse una reacción química entre los elementos que la forman.
- Diferenciar la configuración electrónica de los elementos en función del momento magnético.

### *Introducción*

Los imanes o magnetos son conocidos desde antes de la era cristiana, con el descubrimiento del mineral llamado magnetita  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , que muestra esta propiedad.

Las propiedades magnéticas de los metales de transición y sus compuestos son a la vez interesantes e importantes. Las mediciones de las propiedades magnéticas proporcionan información acerca de los enlaces químicos, además las propiedades magnéticas tienen muchos usos importantes en la tecnología moderna.

Un electrón es una carga en movimiento que al girar produce un campo magnético, por lo que se comporta como un imán diminuto. Las sustancias *paramagnéticas* son aquellas que contienen espines desapareados y por eso son atraídas por un imán. Por otra parte, si los espines del electrón están apareados o antiparalelos, los efectos magnéticos se cancelan y el átomo es diamagnético. Las sustancias *diamagnéticas* no contienen espines desapareados y son repelidos ligeramente por un imán. La figura 1C.1 representa un sólido diamagnético en el que todos los electrones del sólido están apareados.

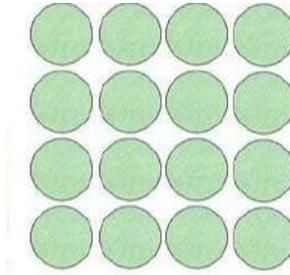


Figura 1C.1

Cuando un átomo o ion posee uno o más electrones desapareados, la sustancia es paramagnética. En un sólido paramagnético, los electrones de los átomos o iones adyacentes no influyen en los electrones desapareados de los átomos o iones del sólido. Los momentos magnéticos de los átomos o iones individuales están orientados al azar (figura 1C.2).

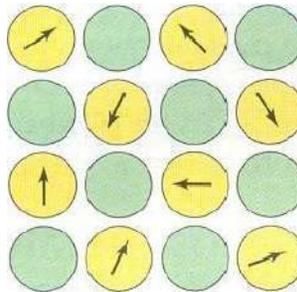


Figura 1C.2

Sin embargo, cuando el sólido se halla en un campo magnético, los momentos magnéticos se alinean aproximadamente paralelos unos a otros y se produce una interacción de atracción neta con el imán. En consecuencia, las sustancias paramagnéticas son atraídas hacia un campo magnético, figura 1C.3.

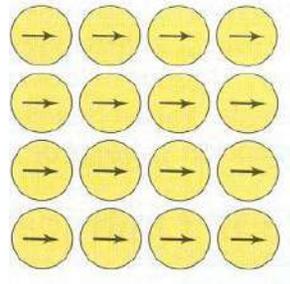


Figura 1C.3

Sin duda, nos resulta mucho más familiar el comportamiento magnético de los imanes de hierro simples, una forma mucho más intensa de magnetismo llamada ferromagnetismo. Este fenómeno se presenta cuando los electrones no apareados de los átomos o iones de un sólido, experimentan la influencia de las orientaciones de los electrones de sus vecinos. Los arreglos más estables (de menor energía), son aquellos donde los espines de los electrones de átomos o iones están alineados.

Cuando se coloca un sólido *ferromagnético* en un campo magnético, los electrones tienden a alinearse fuertemente a lo largo del campo magnético, la atracción resultante hacia el campo magnético puede ser hasta un millón de veces más intensa que en una sustancia paramagnética simple. Cuando desaparece el campo magnético externo, las interacciones entre los electrones hacen que el sólido en su conjunto conserve un momento magnético y entonces lo describimos como un imán permanente, los sólidos ferromagnéticos más comunes son el Fe, Co y el Ni; muchas aleaciones presentan más ferromagnetismo que los metales puros. Algunos óxidos metálicos (como el  $\text{CrO}_2$  y  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) también son ferromagnéticos, varios de estos óxidos se usan en la fabricación de cintas magnéticas de grabación y discos de computadora.

Las sustancias ferromagnéticas presentan una polarización magnética en campos débiles, aproximándose a un valor constante (saturación) a medida que la intensidad del campo se incrementa. Muchas de ellas, incluyendo el acero y la magnetita, retienen su magnetización después de que el campo ha desaparecido. Las sustancias consisten de dominios de alrededor de 0.01 mm de diámetro, que tienen sus momentos atómicos paralelos. En ausencia de un campo externo los diferentes dominios orientan sus momentos en diferentes direcciones (estas direcciones son a lo largo de las orillas de un cubo para el Fe y a lo largo de las diagonales del cuerpo de un cubo para el Ni). Cuando se aplica un campo magnético los momentos atómicos de un dominio se reorientan.

Las propiedades magnéticas pueden ser aprovechadas para efectuar separaciones de mezclas heterogéneas. En este tipo de mezclas, cada uno de los elementos conserva sus propiedades dentro de la misma, por lo que un paso inicial puede ser la utilización de magnetos para la separación de aquellos elementos con propiedades magnéticas, como es el caso de los filtros magnéticos empleados en la industria eléctrica, para eliminación de óxidos y trozos de metal que son arrastrados por el flujo de agua que ingresa a las calderas y que pueden causar daños o reducir la

eficiencia de la transferencia de calor en ellas. Otro ejemplo es el separador de mineral inventado por Thomas Alva Edison, en el que mediante la aplicación de un campo magnético sobre un chorro de mineral en polvo, se separa el material de bajo contenido en hierro.

### **Material**

Imán\*  
 Mechero Bunsen  
 Pinzas para tubo de ensaye  
 1 tubo de ensaye

### **Reactivos**

Acero inoxidable\*  
 Algodón\*  
 Aluminio\*  
 Azufre\*  
 Cobre\*  
 Hierro\*  
 Metal cromado\*  
 Níquel\*

\*Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

### ***I. Observar la influencia de un imán sobre diferentes sustancias como:***

- a) Aluminio (pedazos de papel aluminio)
  - b) Cobre
  - c) Hierro
  - d) Cromo (superficies cromadas)
  - e) Níquel (utilizar monedas de cupro-níquel)
  - f) Acero inoxidable
  - g) Azufre
  - h) Utilizar objetos personales de Au, Ag, etc.
- 1) ¿El imán se repele o se atrae por cada sustancia?

## II. Comparar el hierro y el azufre

- 1) Efectuar una mezcla de aproximadamente 1.2 g de S y 2.1 g de Fe (en polvo) sobre un papel, ¿cómo se podría separar la mezcla? Agregar la mezcla dentro de un tubo de ensayo, colocar el tubo en forma vertical para evitar que la mezcla se adhiera a las paredes del tubo.



Figura 1C.4

- 2) Sellar con una bolita de algodón
- 3) Calentar la mezcla en campana de extracción hasta que aparezca el color rojo vivo, tarda aproximadamente un minuto.
- 4) Continuar calentando el tubo por 5 minutos más.
- 5) Suspender el calentamiento y dejar enfriar a temperatura ambiente.



Figura 1C.5



Figura 1C.6

- 6) Tomar sólo el producto de la reacción y acercar un imán.

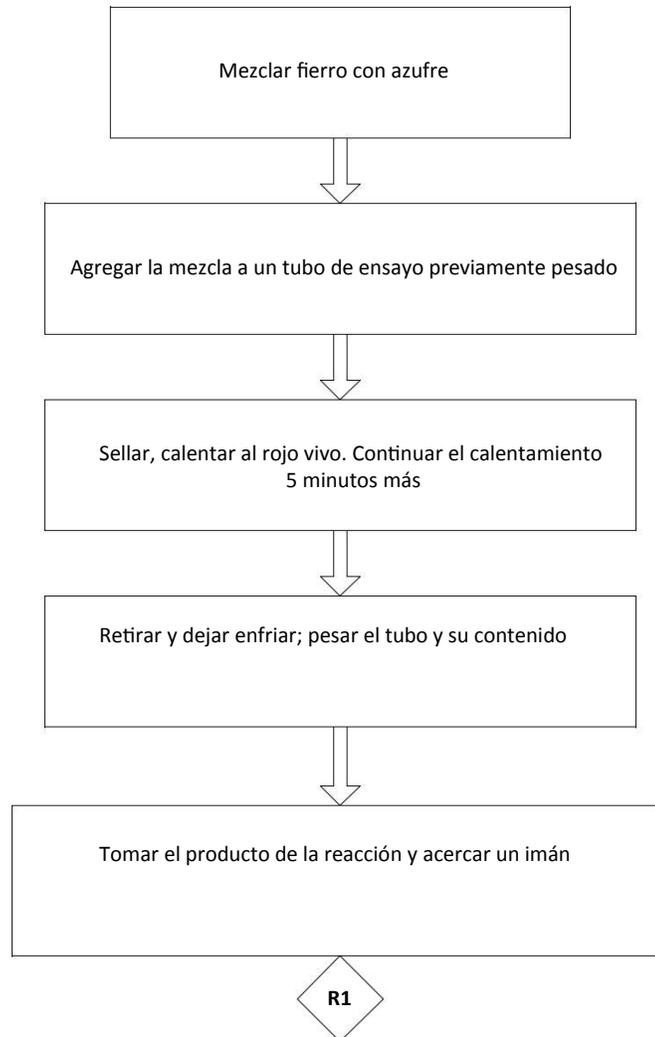
## Cuestionario

1. Agrupar las sustancias utilizadas en ferromagnéticas, diamagnéticas y paramagnéticas.
2. Describir los tres principios que sirven para escribir correctamente una configuración electrónica.
3. Escribir las configuraciones electrónicas del Al, Cu, Fe, Cr y Ni, explicar su carácter magnético.
4. Predecir, en base a las configuraciones electrónicas de los otros elementos utilizados en la práctica, su carácter magnético.
5. ¿Cuál será la configuración electrónica del cromo  $3d^4 4s^2$  o  $3d^5 4s^1$ ? Recordando que el número atómico para el cromo es 24. Si el momento magnético  $\mu$ , se relaciona con el número de electrones no apareados  $n$ , por la expresión:

$$\mu = \frac{n}{2} \mu_B$$

Y experimentalmente se sabe que es  $\mu = 6.93$ .

## Propiedades magnéticas Parte II



**R1:** Guardar para reuso.



# Práctica 1D

## Metal o no-metal

### *Objetivos*

- Verificar y distinguir las propiedades físicas de los de los metales y los no metales.
- Conocer las principales propiedades químicas de los metales y los no metales.

### *Introducción*

La teoría del Big Bang es la explicación generalmente aceptada sobre el origen del universo. Muchos astrónomos opinan que hace 15 mil millones de años explotó una gigantesca nube interestelar de gases y polvo, que giraba lentamente en este sector de la galaxia. La nube estaba formada fundamentalmente por hidrógeno (H) y por helio (He), y en menor medida por oxígeno (O), nitrógeno (N), silicio (Si), calcio (Ca), potasio (K), aluminio (Al), magnesio (Mg), sodio (Na), carbono (C), azufre (S) y hierro (Fe), y otras pequeñas cantidades de elementos más pesados. Al explotar esparció los productos de esa explosión, con temperaturas del orden de  $10^9$  Kelvin, formando un plasma (estado de la materia en el cual los electrones se separan de los núcleos, moviéndose a altas velocidades). Los científicos creen que ocho minutos después, el universo estaba constituido por una cuarta parte de helio y tres cuartas partes de hidrógeno. La nube de hidrógeno y helio se enfrió en un período de varios miles de años y se condensó, para dar origen a estrellas como el sol.

Gradualmente, las estrellas quemaron el hidrógeno del que están formadas, produciendo helio y haciéndose más densas y más calientes, debido también a la fuerza gravitacional que las obliga a reducir su volumen al consumir su primer combustible. Bajo estas nuevas condiciones, los átomos de helio formados comienzan a fusionarse, dando lugar a átomos cada vez más pesados; primero de carbono, luego de oxígeno, posteriormente de magnesio, silicio, fósforo y argón, reduciendo su volumen y aumentando su temperatura cada vez que se agotan los diferentes combustibles en cada una de las etapas de su vida, lo que causa que la estrella se haga cada vez más densa y caliente. Dependiendo de la masa de la

estrella, ésta explotará convirtiéndose en una estrella gigante roja o supernova, o continuará reduciendo su volumen hasta convertirse en lo que los científicos llaman un hoyo negro. Las supernovas son concebidas como fábricas de elementos que se esparcen al explotar éstas. Los elementos fabricados en las estrellas pueden agruparse o clasificarse de diversas maneras, de acuerdo a similitudes y diferencias en sus propiedades. Dos clases importantes son los metales y los no metales.

Los metales se conocen desde la antigüedad. La historia antigua suele dividirse en la Edad de Piedra, la Edad del Bronce y la Edad del Hierro, en base al tipo de material del que estaban hechas las herramientas utilizadas en cada era.

Hacia la segunda mitad del siglo XIX, Mendeléyev inició la tarea de organizar los elementos, en un orden que permitiera visualizar gran parte de la información conocida, incluso predijo la existencia y propiedades de elementos que fueron descubiertos posteriormente, como el germanio. Moseley completó el trabajo ordenando los elementos por su número atómico, dando forma a la tabla periódica actual. Moseley identificó correctamente el número atómico como el número de protones en el núcleo del átomo.

En la corteza terrestre, la mayor parte de los metales se encuentra formando óxidos, sulfuros, carbonatos, sulfatos, cloruros, etc., en forma de minerales. Sólo algunos elementos como el oro, platino, rutenio, rodio, paladio, osmio, iridio, etc., se encuentran sin combinar.

Si analizamos la tabla periódica podemos concluir que la mayoría de los elementos son metales y se encuentran del lado izquierdo; únicamente 17 son no metales y se localizan del lado derecho; solamente 8 se comportan como metaloides o elementos con propiedades intermedias entre metales y no metales.

El hecho de que tanto las propiedades como la posición que los metaloides tienen en la tabla periódica, sean intermedias entre metales y no metales, indica que las propiedades de estos elementos están relacionadas con la estructura atómica de los átomos, y en consecuencia, con el tipo de enlace entre los átomos del sólido.

Los seres vivos están formados por C, H, O, N, P y S, que son no metales, aunque también necesitan cantidades muy pequeñas de metales. Las propiedades de los no metales son, en general, diferentes a los metales. Su estado físico es diverso, sólidos, como el carbono, fósforo y azufre; líquidos, como el bromo; y gaseosos como el flúor, oxígeno, cloro, gases nobles, etc. Con excepción del yodo, carecen de

brillo metálico, sus densidades son menores que las de los metales. Son frágiles y no conducen bien la corriente ni el calor, con excepción del grafito. Químicamente, se caracterizan por su tendencia a ganar electrones, son agentes oxidantes.

La mayoría de los metales son: sólidos con densidad alta, presentan altas temperaturas de fusión y ebullición. Existen algunas excepciones como el mercurio (Hg), que es líquido a temperatura ambiente, su temperatura de fusión (t. f.) es  $-38.87\text{ }^{\circ}\text{C}$  y la temperatura de ebullición (t. e.) de  $356.72\text{ }^{\circ}\text{C}$ . El cesio (Cs), tiene una t. f. de  $28.5\text{ }^{\circ}\text{C}$  y una t. e. de  $705\text{ }^{\circ}\text{C}$ , puede derretirse en la mano con la temperatura corporal, el galio (Ga) cuenta con una t. f. de  $29.8\text{ }^{\circ}\text{C}$  y una t. e. de  $2400\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Estas temperaturas contrastan con el hierro que es un metal típico, presenta una t. f. de  $1535\text{ }^{\circ}\text{C}$  y una t. e. de  $3000\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Los metales presentan alta conductividad térmica y eléctrica, lustre metálico, maleabilidad, ductilidad y tenacidad. Su tendencia a perder electrones y formar cationes los caracteriza químicamente como reductores.

En los metales, la falta de iones con carga opuesta en la estructura metálica y la falta de suficientes electrones de valencia para formar un enlace covalente verdadero, hace necesario que más de dos átomos compartan electrones de valencia.

Cada átomo de metal contribuye con sus electrones de valencia a formar una nube electrónica cargada negativamente. Estos electrones no están asociados con un ion particular, sino que se mueven libremente entre los iones metálicos positivos en niveles de energía definidos. Los iones metálicos se mantienen juntos, en virtud de su atracción mutua, para formar una nube electrónica negativa.

Cuando los átomos de un metal se aproximan uno al otro, dos fuerzas opuestas influyen en la energía interna: una fuerza de atracción entre los electrones y ambos núcleos positivos, y una fuerza repulsiva, tanto entre los núcleos positivos como entre los electrones. La primera fuerza tiende a disminuir la energía interna y la segunda tiende a aumentarla. A cierta distancia, estas dos fuerzas se equilibran entre sí y la energía interna total será mínima, correspondiendo a una condición de equilibrio.

Si imaginamos a los átomos como esferas, apenas tocándose y en equilibrio, entonces la distancia entre los centros de las esferas puede tomarse como el diámetro

atómico aproximado. El diámetro atómico aumenta, conforme se incrementa el número de capas ocupadas, y disminuye conforme el número de electrones de valencia aumenta.

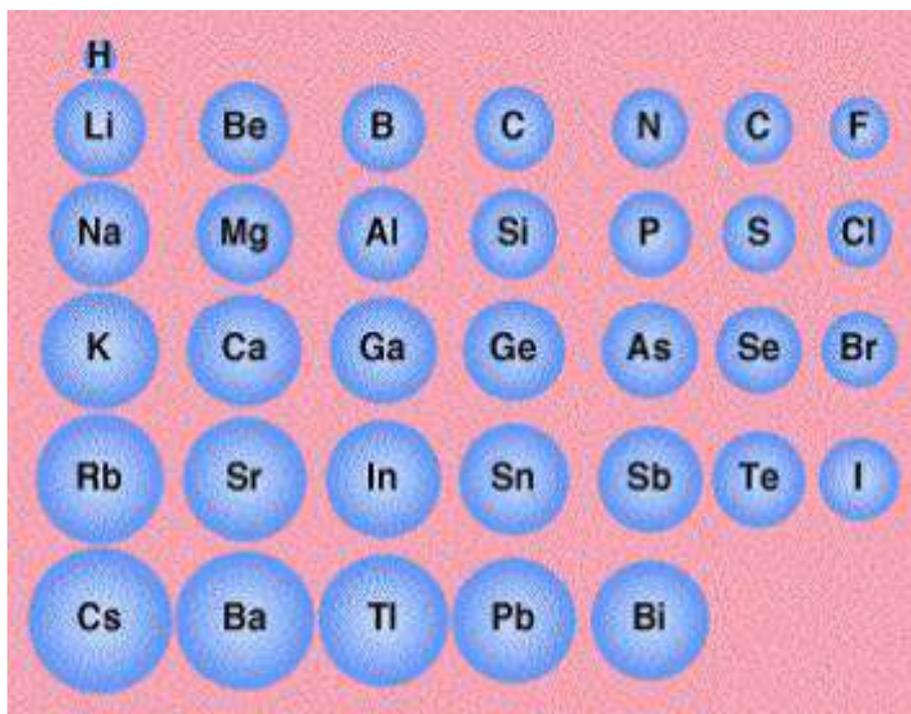


Figura 1D.1. Radios atómicos de algunos elementos

### Material

Circuito eléctrico  
 Foco de 1.5 V\*  
 7 tubos de ensayo  
 Gradilla  
 Pipeta graduada de 5 ml  
 Perilla  
 Caimanes\*

### Reactivos

Ácido clorhídrico (HCl) 1.0 M  
 Aluminio\*  
 Azufre  
 Bromo (sólo mostrarlo)  
 Carbono (grafito)\*  
 Cobre\*  
 Estaño\*  
 Fierro\*  
 Magnesio  
 Yodo

\* Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

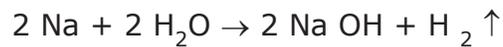
- 1) Observar y registrar en la siguiente tabla las propiedades físicas de cada uno de los elementos proporcionados: aspecto (color, lustre, dureza, sólido cristalino o sólido compacto, fragilidad, maleabilidad, etc.).

Nombre del elemento	Símbolo químico	Aspecto, lustre, color, maleable, dureza, etc.	Conduce electricidad	Reacción con ácido (sí/no)	Reacción con $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

- 2) Conducción de electricidad. Armar un circuito eléctrico como lo indique el profesor. Separar los caimanes A y B del circuito eléctrico y tocar con los extremos libres cada una de los elementos de la tabla, verificar si conduce la corriente eléctrica, observando si el foco se enciende al realizar esta actividad.
- 3) Rotular cada uno de los tubos de ensayo con el nombre o símbolo químico de los elementos. Agregar 1 ml de HCl a cada tubo. Colocar una muestra pequeña de cada elemento en el tubo con el rotulo correspondiente. La muestra deberá ser un alambre o cinta de 5 mm o entre 0.5 y 1.0 g de sólido. Observar si existe reacción y anotar los resultados.

## Cuestionario

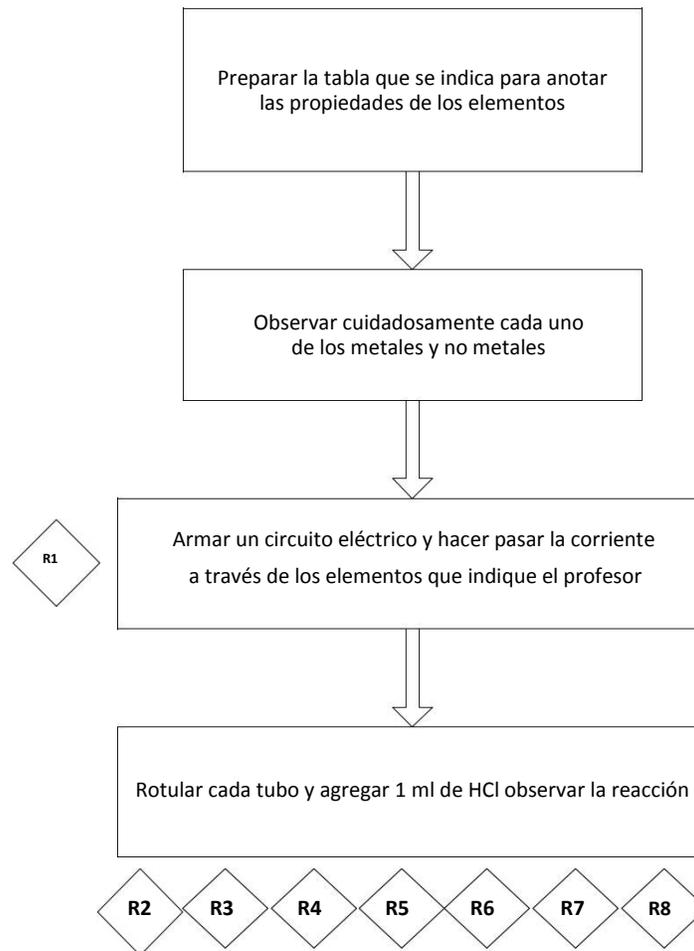
1. Clasifica los elementos utilizados en metales y no metales.
2. ¿Por qué los metales conducen la electricidad?
3. Al mezclar un metal con agua se forma un hidróxido, el sodio es un metal activo (se oxida fácilmente cediendo su electrón) y en contacto con el agua se produce la reacción siguiente desprendiendo hidrógeno:



¿Qué ocurrirá si se pone en contacto el K, Rb, Cs con el agua?

4. Por qué los no metales *no* conducen la electricidad?
5. ¿Qué es alotropía? Dar los nombres de los alótropos del carbono.
6. ¿El carbono conduce la corriente eléctrica? ¿Cuál alótropo? ¿Por qué?
7. Uno de los contaminantes más peligrosos del aire es el CO. Para eliminarlo de las emisiones automotrices se han construido aparatos conocidos como catalizadores, que inyectan aire al tubo de escape y que contienen óxidos de cobre y otros metales. Investigar ¿cuál es el efecto químico de estos aparatos? y ¿qué compuestos entran a la atmósfera?
8. Escribe la reacción general de la reacción de los metales con ácido clorhídrico y con cloruro de cobre (II).

## Metal o no-metal



**R1:** Guardar cada elemento para reuso.

**R2, R3, R4, R5, R6, R7 y R8:** Neutralizar las soluciones obtenidas y desechar por el drenaje.



# Práctica 2A

## Reacciones endotérmicas y exotérmicas

### *Objetivos*

- Observar los cambios de energía de una reacción endotérmica.
- Definir, explicar y observar mediante una pequeña demostración la oxidación que sufre la glicerina con el permanganato, así mismo diferenciar entre el concepto de oxidación y reducción que se llevan a cabo en las reacciones químicas.
- Observar e identificar una reacción exotérmica mezclando dos soluciones.

### *Introducción*

Toda reacción química puede considerarse como un proceso en el que la materia que constituye el sistema, se encuentra inicialmente en forma de ciertas sustancias (reactivos) y al final como otras muy distintas (productos).

Los cambios químicos casi siempre van acompañados de cambios de energía. La combustión de materiales fósiles, tales como la hulla, los derivados del petróleo y el gas natural, constituyen en la actualidad la principal fuente de aprovisionamiento de energía de nuestra civilización.

El ir y venir de electrones se ha vuelto común en la vida diaria desde el descubrimiento de la electricidad. Antes de ello, los humanos contemplaban el flujo de electrones sin saberlo, en el fabuloso fenómeno del relámpago. Hoy lo tenemos presente en las pilas eléctricas que hacen funcionar un radio portátil, una cámara fotográfica, un teléfono celular, un reloj, un marcapasos cardiaco y tantos otros aparatos. También ocurre en las pilas generadoras de electricidad, ya sea que utilicen carbón, combustóleo, uranio o celdas de combustible. Por asombroso que parezca, también un flujo de cargas hace posible el funcionamiento del sistema nervioso.

Ya se sabe que la materia, aunque eléctricamente neutra, está compuesta por cargas, y que los electrones son responsables de que los átomos se enlacen unos con otros para formar los millones de compuestos diferentes que existen y los

nuevos que día con día se sintetizan. En los procesos químicos, los electrones que formaban ciertos enlaces entre núcleos migran para formar otros nuevos.

Muchas oxidaciones generan enormes cantidades de calor, y en ellas aparece la llama con una expresión de las excitaciones electrónicas provocadas por la elevación de la temperatura. El fuego ha sido considerado por muchos como el promotor de la civilización humana y para todos es clara su importancia, en especial cuando requerimos luz y calor. La llama es también símbolo de vida, y ésta puede reducirse, al igual que el fuego, a una serie de reacciones químicas, muchas de ellas de óxido-reducción. Hay una enorme cantidad de fenómenos que podemos explicar con un conocimiento más profundo de este tema.

El término oxidación se aplicó originalmente a la ganancia de oxígeno en una reacción; posteriormente se generalizó a las reacciones con otros elementos (por ejemplo, a la pérdida de hidrógeno) y se acuñó la palabra "reducción" para el proceso inverso.

Se oxida la sustancia o el elemento*	Se reduce la sustancia o el elemento*
Gana oxígeno	Pierde oxígeno
Pierde hidrógeno	Gana hidrógeno
Pierde electrones	Gana electrones

Una sustancia que oxida a otra se conoce como agente oxidante. En el mismo sentido, una que reduce a otra se llama agente reductor.

Sin lugar a dudas, el  $O_2$  es el agente oxidante más común, pues se adiciona fácilmente a otro elemento o compuesto para formar el óxido correspondiente. Su poder oxidante no es excepcional, pues si así fuera, los seres vivos "nos quemaríamos" rápidamente.

La termoquímica se encarga del estudio de calor que sale o entra a un sistema debido a la ocurrencia de una reacción química.

Cuando nos interesa medir el calor que se libera o absorbe durante un proceso, ello acostumbra hacerse a presión constante, dado que ésta es la situación ordinaria en el laboratorio. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, el calor que entra a un sistema o sale de él a presión constante,  $q_p$ , debe cumplir con la igualdad:

$$q_p = (U_{\text{final}} - U_{\text{inicial}}) - W$$

Se puede ver que el calor que entra o sale durante un proceso no sólo produce un cambio en la energía interna, sino que también se emplea para realizar trabajo (elevar o bajar una masa en el entorno, por ejemplo). Por esta razón, se acostumbra definir una nueva cantidad termodinámica, la entalpía,  $H$ , que toma en cuenta que en el proceso hay otro destino para el calor: la realización de trabajo.

El cambio de entalpía,  $\Delta H$ , es por definición precisamente igual a  $q_p$ .

$$\Delta H = (H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}) = q_p$$

Convenios:

$\Delta H = -$  el sistema libera calor (reacción exotérmica)

$\Delta H = +$  el sistema absorbe calor de los alrededores (reacción endotérmica)

Los procesos de cambio de estado son reversibles. Así como se liberan 40.7 kJ cuando un mol de vapor de agua se condensa, se requieren 40.7 kJ para el proceso inverso, es decir, cuando se evapora un mol de agua.

Cualquier proceso que ocurre espontáneamente, produce un aumento de entropía del universo.

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}} > 0$$

En el siglo XIX, a partir del trabajo de Carnot sobre el rendimiento de las máquinas de vapor, se obtuvo la expresión matemática que permite medir cuantitativamente la tendencia de los sistemas a evolucionar y en qué sentido lo hacen, es decir, el cambio de entropía:

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int dS = \int \frac{dq_{\text{rev}}}{T}$$

Las unidades en las que se mide  $S$  son J/K. **La entropía es una función de estado**, su variación en un proceso termodinámico depende del estado inicial y del estado final del sistema, no de la trayectoria seguida en el cambio. **La entropía es una propiedad extensiva.**

## Importante

- En cualquier proceso S se determina midiendo el Q que se transferiría en un proceso isotérmico reversible que conectará el estado final (2) y el estado inicial (1). Esto implica que si el proceso es irreversible, la Q transferido no nos permite evaluar directamente S; por otra parte, si el proceso no es isotérmico, la integral tampoco es inmediata.
- Si el sistema termodinámico está en equilibrio con sus alrededores, no hay cambio en el sistema ni en los alrededores, por tanto  $S_{\text{sistema}} = - S_{\text{alrededores}}$ .

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}} = 0$$

### Material

1 espátula

1 jeringa desechable

Papel indicador

1 pipeta Pasteur

1 probeta de 25 ml

1 termómetro

1 vaso de precipitado de 150 ml

1 vaso de precipitado de 250 ml

1 vidrio de reloj

1 varilla de vidrio

### Reactivos

Agua

Blanqueador de ropa 5.25 % de NaOCl\*

2 g de cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) o  
tiocinato de amonio ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ )

5 ml de etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )\*

Glicerina\*

Hidróxido de bario octahidratado  
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

10 ml de peróxido de hidrógeno comercial  
( $\text{H}_2\text{O}_2$ )\*

Permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ )

0.5 m de sulfito de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )

\* Material que deberá traer el alumno

## Procedimiento

### Parte 1. Reacción endotérmica

- 1) Agregar aproximadamente 2 g de cristales de hidróxido de bario octahidratado [ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ] en un vaso de precipitado de 150 ml.

- 2) El vaso de precipitado deberá estar sobre un vidrio de reloj el cual contendrá un poco de agua.
- 3) Anotar la temperatura ambiente en la cual se está trabajando.
- 4) Agregar al vaso de precipitado los 1 g de cloruro de amonio o tiocianato de amonio, mezclar con la varilla de vidrio. Trabajar en la campana de extracción.
- 5) La reacción es la siguiente:  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}_{(s)} + 2 \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightarrow \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_{(s)} + 2 \text{NH}_3_{(aq)} + 8 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- 6) Confirmar la presencia de amoniaco usando papel indicador.
- 7) Anotar sus observaciones. Medir la disminución de la temperatura.

## **Parte 2. Reacciones exotérmicas**

- 1) Colocar una pequeña cantidad de algodón y encima 1 g de permanganato de potasio granular, en el centro de un vidrio de reloj.
- 2) Agregar gota a gota glicerina (aproximadamente de 15 a 20 gotas) encima del permanganato de potasio.
- 3) La reacción es la siguiente:  $14 \text{KMO}_4 + 4 \text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 \rightarrow 7 \text{K}_2\text{CO}_3 + 7 \text{Mn}_2\text{O}_3 + 5 \text{CO}_2 + 16 \text{H}_2\text{O}$ .
- 4) La reacción ocurrirá en 15 o 20 s. El producto de la reacción produce una llama de un color intenso.



Figura 2A.1 Reacción del permanganato con la glicerina

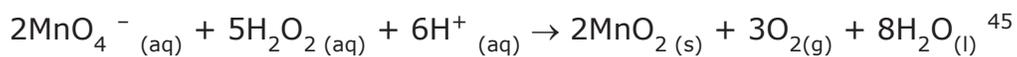


2A.2 Disolviendo y filtrando los residuos

- 5) Disolver lo que quedó en el vidrio de reloj en agua y filtrar. Anotar todas las observaciones.

### **Parte 3**

- 1) Colocar el vidrio de reloj en la campana de extracción sobre una zona resistente al calor. Agregar 6 ml de una disolución de peróxido de hidrógeno comercial y 3 ml de etanol, encender la mezcla con un cerillo.
- 2) Espolvorear aproximadamente 0.1 g de permanganato de potasio dentro del vidrio de reloj. Inmediatamente habrá una serie de fuertes explosiones.
- 3) La reacción que ocurre es la siguiente:



### **Parte 4**

- 1) Poner 10 ml de blanqueador de ropa en un vaso de precipitado de 250 ml. Anotar la temperatura.
- 2) Agregar 10 ml de la solución de sulfito de sodio al vaso de precipitado de 250 ml. Anotar la temperatura.
- 3) La reacción que ocurre es la siguiente:  

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{NaSO}_4 + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+$$
- 4) Anotar el incremento de la temperatura.

## **Cuestionario**

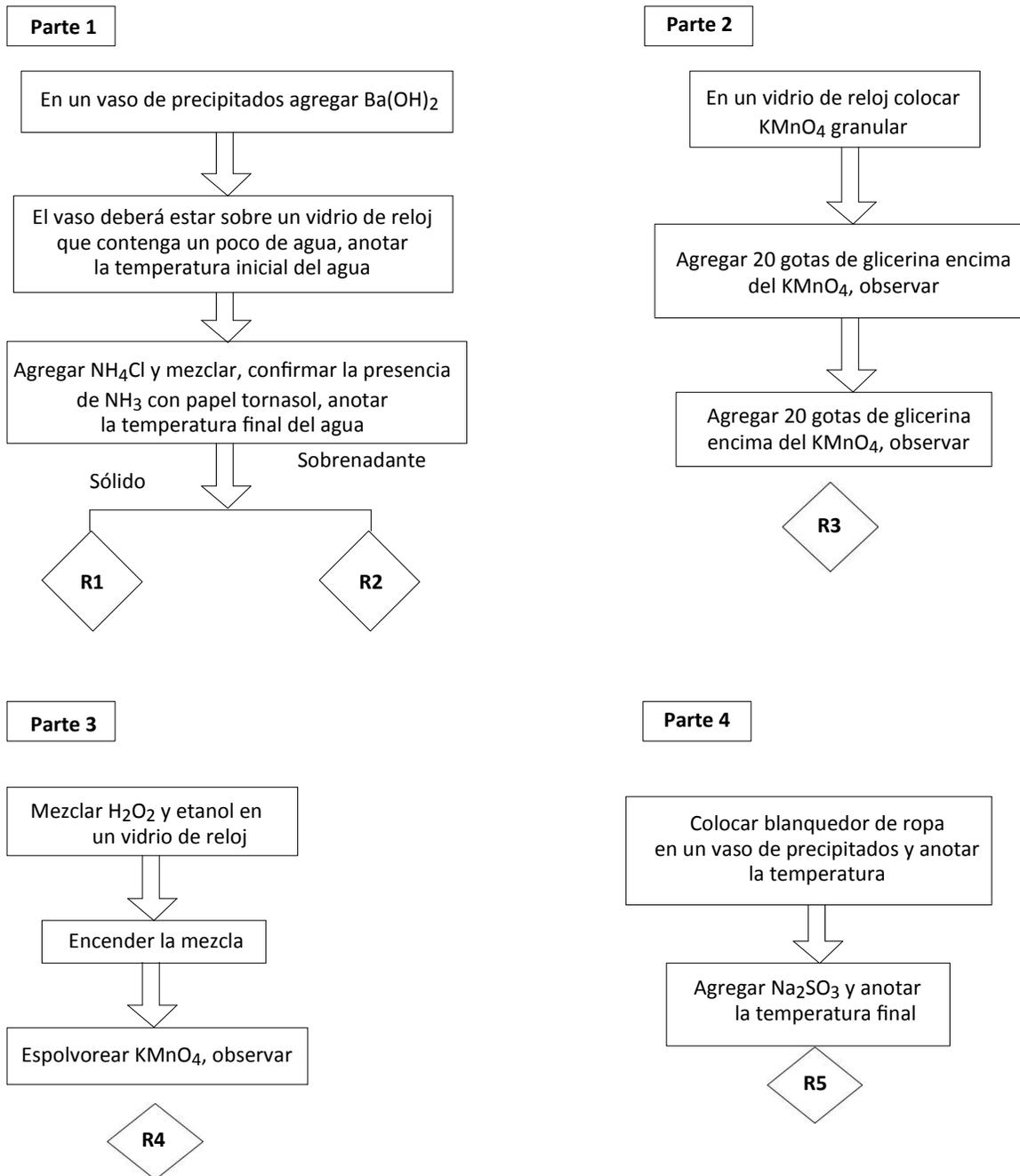
### **Reacciones endotérmicas**

1. ¿Por qué es importante que el hidróxido de bario octahidratado se encuentre hidratado?
2. ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo utilizando el tiocianato de amonio?
3. ¿Qué gas se produce?
4. ¿Cuál es el color del producto?
5. Investigar alguna aplicación de reacción endotérmica.

## ***Reacciones exotérmicas***

1. Escribir las ecuaciones que representan las reacciones químicas que se llevaron a cabo.
2. Son reacciones redox. Si es así, ¿qué especies se oxidan y cuáles se reducen? Especifíquelo para cada una de las reacciones.
3. ¿Qué gas se produce en la reacción del permanganato y la glicerina?
4. ¿Por qué la llama es de color lila y de qué color es el producto que se forma en la segunda reacción? (En la reacción del permanganato y la glicerina).
5. ¿La temperatura inicial de las soluciones afectará el cambio final en la temperatura?
6. ¿Esta demostración podría usarse para determinar la pureza de blanqueador de ropa?

## Reacciones endotérmicas y exotérmicas



**R1:** Pasar a sulfatos o carbonatos, filtrar y desechar en tarja.

**R2:** Tirar papel filtro en la basura.

**R3, R4 y R5:** Guardar para tratamiento o confinamiento.

# Práctica 2C

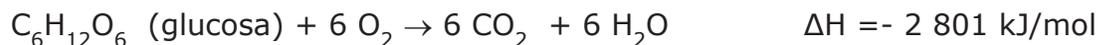
## Valor energético de algunos alimentos comunes

### *Objetivos*

- Interpretar los datos para calcular la energía que se libera durante la combustión de cacahuates, malvaviscos u otros alimentos que usted elija.
- Comparar la energía que se obtiene de los alimentos.
- Inferir con base en la composición química de los alimentos y en la cantidad de energía que se obtiene de ellos, qué tipo de alimentos contienen la mayor cantidad de energía.

### *Introducción*

Los alimentos que ingerimos se descomponen o metabolizan en etapas mediante un grupo de complejas moléculas biológicas conocidas como enzimas. La mayor parte de la energía liberada en cada etapa, se utiliza para el funcionamiento y crecimiento del organismo. Un aspecto interesante del metabolismo es que el cambio global en la energía es el mismo que en el proceso de combustión. Por ejemplo, el cambio total de entalpía para la conversión de glucosa a dióxido de carbono y agua es el mismo, ya que si la sustancia se quema en el aire o se digiere en nuestros cuerpos:



La diferencia importante entre metabolismo y combustión es que ésta, por lo general, es un proceso de alta temperatura y de una sola etapa. Como consecuencia, gran parte de la energía liberada por la combustión se pierde en los alrededores.

Los requerimientos energéticos de los seres humanos varían y dependen de factores como: la estatura y su composición corporal, edad, ritmo de crecimiento, sexo, tipo de actividad física, que por lo regular se realice, y condiciones fisiológicas o de salud (enfermedades, infecciones, embarazo y lactancia) en que se encuentre. Al aumentar el volumen del cuerpo, el total de la energía necesaria es mayor; sin embargo, ésta disminuye por unidad corporal, por ejemplo, a medida que un niño crece en tamaño, necesita más calorías porque su cuerpo es más grande, pero

requiere menos calorías para energía por unidad de masa corporal. Con la edad, el consumo de energía se modifica: por lo general las personas de la tercera edad gastan menos, debido en gran parte a la disminución de las actividades físicas; en adultos jóvenes, 68 % de éste se asocia con los procesos vitales del organismo y 32 % con la actividad física; en los ancianos, estos porcentajes se modifican a 75 % en procesos vitales y 25 % hacia la actividad física.

La pirámide nutricional es usualmente el método utilizado para sugerir la variedad de alimentos a consumir en forma cotidiana.

Lo que propone dicha pirámide, es el consumo de los productos que la componen en proporciones parecidas a las de sus escalones.

- Los escalones inferiores proponen en su mayoría hidratos de carbono complejos.
- Los escalones centrales sugieren alimentos que contienen menor cantidad de hidratos de carbono, más proteínas y grasas y gran contenido vitamínico.
- Los escalones superiores, de abajo hacia arriba, contienen cantidad de proteínas y cantidad de grasas.
- El escalón más alto contiene mayormente grasas e hidratos de carbono simples, todos alimentos que aportan principalmente calorías.

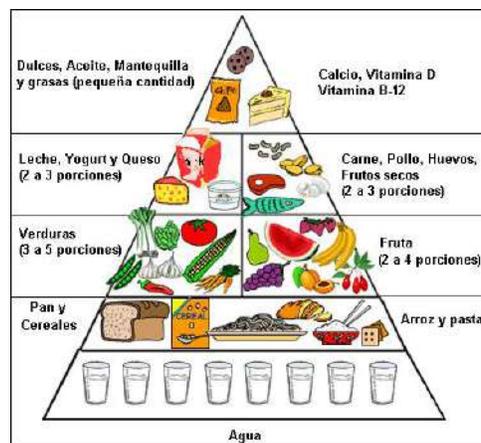


Figura 2C.1

La energía la proporcionan los alimentos que consumimos, siendo nuestro propio organismo el que los transforma con eficiencia para cubrir los requerimientos necesarios y conservar la vida. La cantidad de energía o calorías que un individuo

necesita cada día, está directamente en relación con su edad, género, talla, peso e intensidad de la actividad física que realiza.

Los carbohidratos y las grasas son las principales fuentes de energía que los alimentos nos proporcionan. El valor energético de un alimento se mide en calorías. Una caloría es la unidad de calor que expresa la capacidad de producir energía que tiene un alimento. Como la caloría es una unidad muy pequeña, cuando se habla de la medida del valor energético de los alimentos se emplea la kilocaloría (Kcal).

Los alimentos suministran la energía y los nutrientes que necesitan para construir y mantener el organismo, así como el nivel de actividad. La energía se libera en las células durante el proceso de la respiración. En dicho proceso, el oxígeno se combina con sustancias que almacenan energía, como la glucosa, para producir dióxido de carbono, agua y calor. La reacción es, básicamente, un proceso de combustión lenta. En el laboratorio de química, se comparará la cantidad de energía que se libera por la combustión de tres tipos de alimentos.

Debido a que las estadísticas de salud en nuestro país muestran una tendencia cada vez mayor al desarrollo de problemas, tanto de desnutrición como de sobrepeso y obesidad, en todas las etapas de la vida de muchas personas, diferentes instituciones privadas y públicas dedicadas a la promoción de la salud, se reunieron en un comité para discutir y proponer consensos en materia de orientación alimentaria a nivel nacional.

Como resultado de los trabajos de este comité, se emitió un proyecto de Norma Oficial Mexicana (Proyecto de Norma Oficial Mexicana PROY NOM-SSA2-043-1999), en el que se describen los aspectos que deben considerarse siempre que se brinde información de alimentación y nutrición a la población mexicana.

El principal objetivo de El Plato del Bien Comer, es servir como ayuda visual en las actividades de orientación alimentaria en las que es necesario y útil, ilustrar la agrupación de los alimentos.

Para explicar a la población cómo conformar una dieta completa y equilibrada, y lograr una alimentación saludable, es necesario fomentar la combinación y la variación de alimentos. Con este fin, uno de los mensajes centrales de esta guía alimentaria recomienda y promueve que, en cada comida, se incluya por lo menos un alimento de cada uno de los tres grupos y que, de una comida a otra o por lo menos de un día a otro, se cambien y alternen los utilizados de cada grupo.



Figura 2C.2

La primera ley de la termodinámica se basa en la ley de la conservación de la materia, establece que la energía se puede convertir de una forma a otra pero no se puede crear ni destruir.

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$$

En química generalmente se estudian los cambios asociados al sistema o a una reacción, entonces podemos expresar la Primera Ley como:

$$\Delta E = q + w$$

En esta práctica no se realiza ningún trabajo, por lo que queda:

$$\Delta E = q$$

En el laboratorio, los cambios de calor de los procesos físicos y químicos se miden con un calorímetro, que es un recipiente cerrado diseñado para este propósito.

Aquí emplearemos un sistema a presión constante. Definiremos dos conceptos, el **calor específico Cv o Cp** de una sustancia es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de una sustancia. Sus unidades son J/g °C. Y la **Capacidad calorífica (C)** de una sustancia, es la cantidad de calor que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de determinada cantidad de sustancia. Sus unidades son J/ °C.

$$C = mC_v \text{ a volumen constante}$$

$$C = mC_p \text{ a presión constante}$$

Si se conoce el calor específico y la cantidad de una sustancia, entonces el cambio en la temperatura de la muestra ( $\Delta T$ ), indicará la cantidad de calor ( $q$ ) que se ha absorbido o liberado en un proceso en particular. Entonces:

$$q = m C_p \Delta T \text{ o } q = m C_v \Delta T$$

El convenio para el signo de  $q$  es igual para el cambio de entalpía;  $q$  es positiva para procesos endotérmicos y negativo para procesos exotérmicos.

### Material

Balanza granataria  
 Cerillos\*  
 Guantes térmicos  
 1 lata de refresco vacía y limpia\*  
 1 pinzas de tres dedos  
 1 soporte universal  
 1 termómetro  
 1 triángulo de porcelana  
 1 tripie  
 1 vidrio de reloj  
 Clips\*

### Reactivos

1 almendra sin cascarilla\*  
 1 mitad de cacahuete\*  
 1 mitad de una nuez\*  
 Muestras de alimentos que debe de elegir\*

\*Material que deberá traer el alumno

## Procedimiento

- 1) Elegir los alimentos comunes en una dieta, como pueden ser: nuez de la india, almendras, chicharrones, avellanas, cacahuates y nueces:



Figura 2C.3

- 2) Colocar el termómetro dentro de una lata de refresco y sujetarlo con una pinza de tres dedos que se encuentre fija en el soporte universal.



Figura 2C.4

- 3) Utilizar la probeta graduada para medir 100 ml de agua de la llave y verterla en la lata de refresco. Introducir el termómetro en la apertura superior de la lata y esperar a que marque la temperatura del agua. Anotar la temperatura inicial del agua, con una precisión de 0.1 °C.
- 4) Pesar la mitad de la almendra o nuez, anotar su masa y sujetarla con el clip como se muestra a continuación:



Figura 2C.5

- 5) Usar un cerillo para encender la nuez o almendra. Rápidamente colocar la lata con agua sobre ella, no moverla hasta que finalice la combustión del alimento. (Figura 2C.4).



Figura 2C.6

- 6) Si la llama se apaga durante el proceso y la mayor parte no se ha quemado, vaciar el agua de la lata, empezar de nuevo con agua fresca y otra mitad de almendra o nuez. Una vez que se ha quemado, esperar a que el termómetro alcance la temperatura más alta. Anotar la temperatura.
- 7) Desmontar con cuidado el aparato, vaciar el agua de la lata y desechar el residuo.
- 8) Repetir el paso 3 al 7 con los otros alimentos.

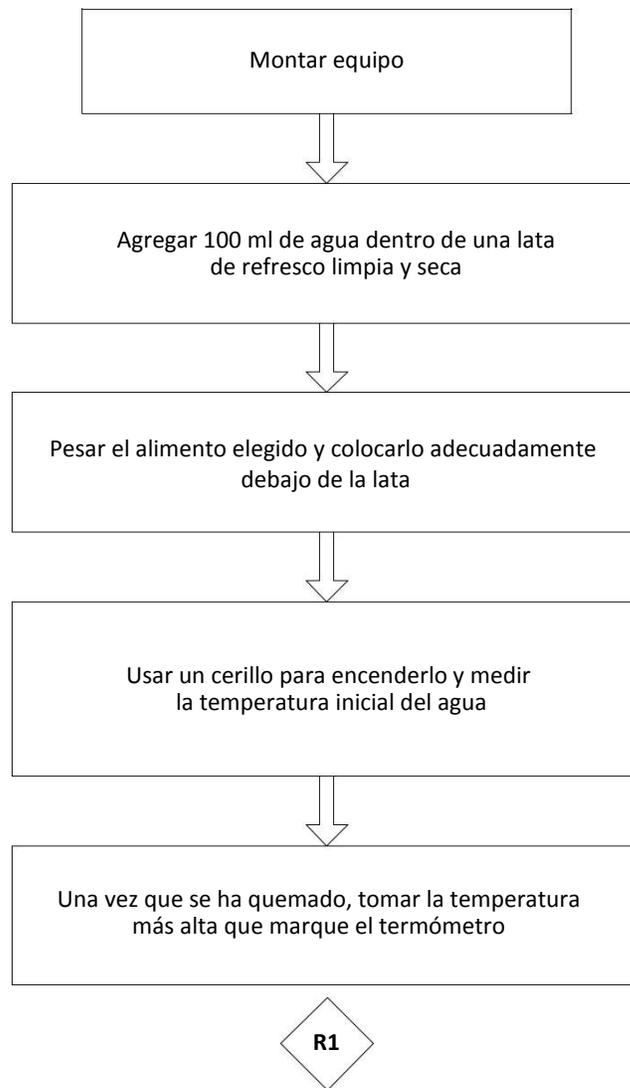
### ***Datos y observaciones***

Tipos de alimento	Masa inicial (g)	Temperatura inicial del agua (°C)	Temperatura final del agua (°C)	$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$	Q (calor)	Q/m
Nuez o almendra						
Chicharrones						
Cacahuete						
Otros alimentos						

### ***Cuestionario***

1. Calcular el número de Kilojoules de energía que se liberó por gramo de cada tipo de alimento, suponiendo que el agua que puso en la lata tiene una densidad de 1.00 g/ml y que el calor específico del agua es 4.19 J/g °C.
2. Comparar y clasificar los alimentos de acuerdo con la cantidad de energía liberada por gramo.
3. Deducir, con base a la composición química de los alimentos que se experimentó (proteínas, carbohidratos, grasas, etc.), ¿qué tipo de alimento proporciona mayor cantidad de energía por gramo?
4. ¿Sería conveniente consumir principalmente el tipo de alimento que proporciona la mayor cantidad de energía por unidad de masa? Explique su respuesta.
5. ¿Qué aspectos del experimento pueden haber causado un error en sus cálculos? ¿Cómo afecta a sus resultados cada uno de esos errores?

## Valor energético de algunos alimentos comunes



**R1:** Desechar a la basura.

## Práctica 2D

# Cinética química de la reacción entre los iones yodato y sulfito ácido de sodio (bisulfito)

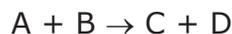
### Objetivo

- Preparar una disolución concentrada y a partir de ella otras más diluidas, con el objetivo de estudiar experimentalmente la velocidad de reacción.

### Introducción

La velocidad de una reacción se expresa en términos de la desaparición de los reactantes y de la aparición de los productos, en un tiempo dado. Toda reacción química surge del número de choques eficaces ente las partículas (moléculas, iones) de las sustancias reaccionantes. Este número es proporcional a la cantidad de partículas que se encuentran en la disolución (concentración).

Una medida de la velocidad de reacción es pues, la relación entre el cambio de la concentración molar de un reaccionante o de un producto y el tiempo de cambio. Sea la reacción:



A y B se gastan, por tanto su concentración decrece en un tiempo  $t$ ; por el contrario, la concentración de C y D aumenta en el mismo tiempo de reacción.

La velocidad media de la reacción se puede expresar:

$$V_m = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{+\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{+\Delta[D]}{\Delta t}$$

Si en la reacción anterior la concentración de la sustancia B es tan alta respecto a la de A, que podemos considerarla constante durante toda la reacción, esta velocidad dependerá en cada instante de la variación de la concentración molar de A.

Por otra parte, un cambio en la temperatura de los reaccionantes se traduce en un incremento de la velocidad de sus partículas, de su energía cinética, de los choques

eficaces y, en consecuencia, de la velocidad de reacción. En muchas reacciones, la velocidad de la misma se duplica cuando la temperatura aumenta 10 °C.

Ciertas sustancias, llamadas catalizadores, cambian la velocidad de reacción. Su sola presencia modifica la energía de activación, traduciéndose en una variación del número de choques eficaces entre las partículas reaccionantes.

En la velocidad de una reacción química influyen varios factores; entre ellos, los más importantes son la concentración de los reactivos, la presencia de catalizadores y la temperatura de la reacción.

Aunque todos los factores mencionados pueden afectar las reacciones químicas simultáneamente, puede plantearse la experiencia de forma que se mantengan constantes todos los factores, excepto uno en cada ensayo.

En la práctica se determinará el orden de reacción por el Método gráfico de rapidez integrada, usando el cálculo integral, las leyes de velocidad tienen una ecuación específica dependiendo del orden de la reacción para reacciones del tipo:

$$r = \pm \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \pm \frac{d[A]}{dt} = k[A]^n$$

a) **Orden cero,  $n = 0$**  (separando variables e integrando)

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]^0 = -k$$

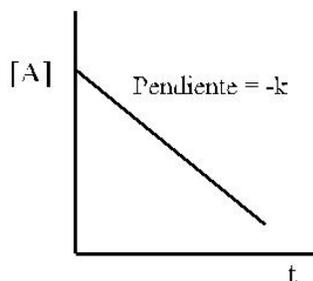
$$d[A] = -k dt$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]} d[A] = -k \int_0^t dt$$

$$[A] - [A]_0 = -kt$$

$$[A] = -kt + [A]_0$$

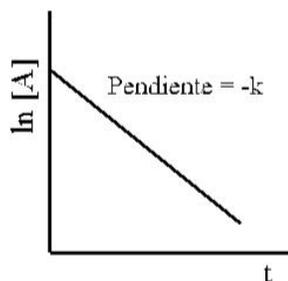
Cuya representación gráfica es:



- b) **Orden uno,  $n = 1$**  (usando el mismo método de separación de variables e integración)

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A] \Rightarrow \ln[A] = -kt + \ln[A]_0$$

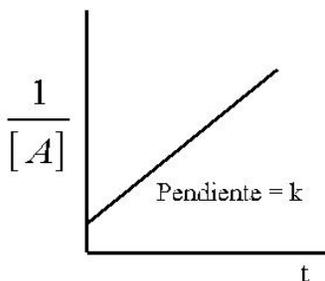
Que al representarla gráficamente:



- c) **Orden dos,  $n = 2$**

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]^2 \Rightarrow \frac{1}{[A]} = +kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Se presenta en la figura a continuación:



### Material

Agitador magnético  
 Barra magnética  
 Bureta de 30 ml  
 Cronómetro\*

### Reactivos

Disolución de almidón 4 g en 500 ml  
 Disolución de sulfito de sodio que contenga menos de 0.8 g/l  
 Disolución de yodato de potasio 0.04M, 0.032M, 0.020M, 0.020M, 0.016M, 0.012M 0.024M, 0.012M, 0.008M.

Gotero\*

Pinzas de tres dedos

Pinzas de nuez

Soporte universal

Vaso de precipitado de 150 ml

\* Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

- 1) En un vaso de precipitado de 150 ml, añadir con una bureta 10 ml de la disolución de sulfito ácido de sodio y añadir 20 gotas de la disolución de almidón.
- 2) En un tubo de ensaye añadir 10 ml de la disolución más concentrada de yodato.
- 3) Añadir la disolución de yodato en el vaso que contiene el sulfito ácido y al mismo tiempo poner en funcionamiento el cronómetro.
- 4) Detener el cronometro una vez que aparece la disolución de color azul y anotar el tiempo.
- 5) Repetir la operación con las otras concentraciones de yodato para medir el tiempo por triplicado.
- 6) Con los datos anteriores hacer dos representaciones gráficas:  
Gráfica 1: concentración (eje X) frente al tiempo (eje Y).  
Gráfica 2: la concentración (eje X) frente al inverso del tiempo (eje Y).



Figura 2D.1

Indique los cálculos para preparar 100 ml de las soluciones de yodato requeridas para cada experimento.

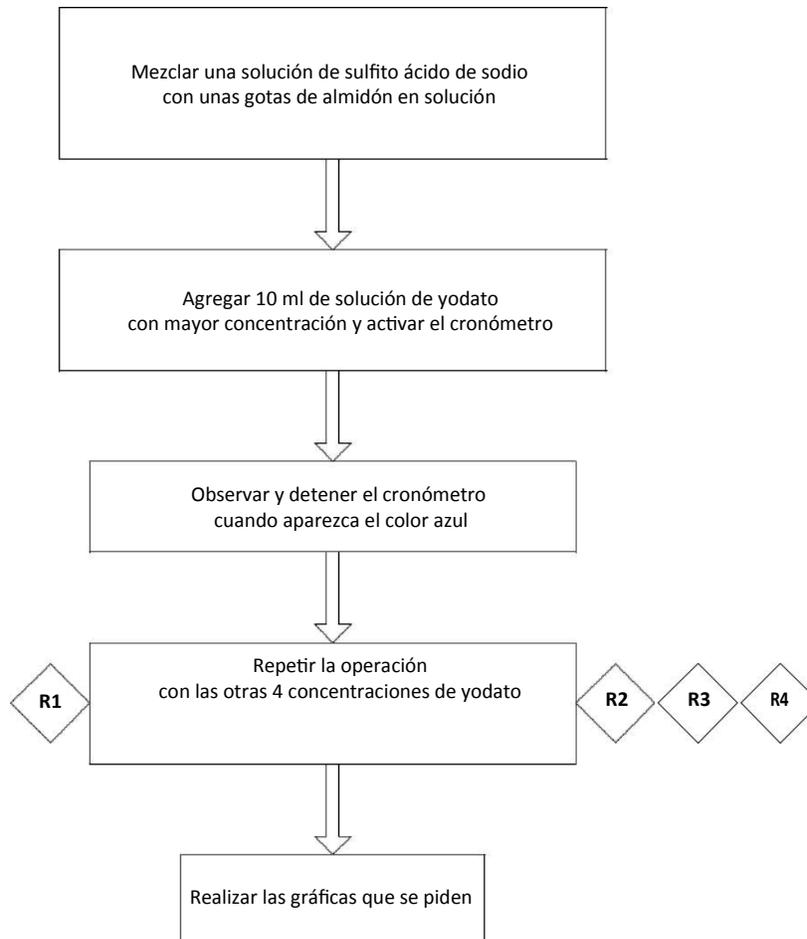
Llenar la siguiente tabla con la información obtenida.

<b>Equipo</b>	<b>Concentración de yodato</b>	<b>t = Tiempo promedio/s</b>	<b>1/t en s<sup>-1</sup></b>
1	0.040		
2	0.032		
3	0.024		
4	0.020		
5	0.016		
4	0.012		
5	0.008		

## *Cuestionario*

1. Indicar la reacción que se lleva a cabo.
2. Explicar por qué se presenta la coloración azul en la reacción química.
3. Interpretar el orden de reacción de los datos expresados en las gráficas.
4. Mencionar qué es la cinética química y la importancia de ella.
5. Investigar otro método por el cual puede determinar el orden de reacción.

## *Cinética química de la reacción entre los iones yodato y sulfito ácido de sodio (bisulfito)*



**R1, R2, R3 y R4:** Guardar para confinamiento.



# Práctica 2F

## Simulación cinética de una reacción. Determinación de parámetros cinéticos y termodinámicos

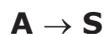
### *Objetivos*

- Conocer los conceptos fundamentales de cinética química.
- Determinar experimentalmente parámetros clave de la cinética de las reacciones químicas, tales como orden o constante de velocidad.

### *Introducción*

En esta práctica se va a llevar a cabo la simulación de un proceso químico muy sencillo. En lugar de estudiar una reacción real en el laboratorio, se va a realizar una experiencia práctica que se comporta igual que la reacción que nos interesa, pero que es más fácil de realizar y de menor costo.

Concretamente se va a simular la reacción elemental, en donde A representa los reactivos y S los productos de reacción.



Se trata de una expresión que permite describir muchos procesos reales de interés, como descomposiciones térmicas y desintegraciones radiactivas. El problema es que resulta muy difícil encontrar una reacción sencilla y rápida que pueda realizarse y medirse en el laboratorio, sin emplear equipamiento excesivamente complejo y costoso. Por ello vamos a simular esa reacción utilizando monedas y realizando el proceso irreversible:



Este proceso es mucho más fácil de estudiar que la reacción elemental arriba citada y se comporta igual, por lo que el procedimiento de trabajo y los resultados que obtengamos serán perfectamente válidos. A partir de los datos experimentales

podremos determinar los parámetros del proceso, que son equivalentes al orden cinético y a la constante de velocidad, exactamente igual que lo haríamos con una reacción química real.

El orden cinético es un parámetro fundamental de las reacciones químicas, ya que determina la forma de las ecuaciones diferenciales e integrales de velocidad, esto es, la forma en la que varía la concentración o el número de unidades de una especie con el tiempo en el curso de la reacción química. En el caso de una reacción sencilla, como la que se estudia aquí, sólo existe un orden que determina cómo varía con el tiempo la concentración de A (o el número de águilas en nuestra simulación). Por ejemplo, si el orden es 0, la ecuación integrada de velocidad es:

$$C = C_0 - k t$$

En donde C es la concentración de A en cualquier instante y  $C_0$  es la concentración inicial de A en el experimento. Si el volumen es constante, podemos decir que:

$$N = N_0 - k t$$

En donde N es el número de unidades de A en cualquier instante y  $N_0$  es el número inicial de unidades de A en el experimento.

Si el orden es 1, las ecuaciones correspondientes son:

$$N = N_0 e^{-k t} \quad \text{o bien} \quad \ln [N] = \ln [N_0] - k t$$

En el caso de orden 2, la ecuación es:

$$1 / N = 1 / N_0 + k t$$

Estas ecuaciones permiten saber, conocidos el orden y la constante específica, el número de unidades de A que tenemos en cualquier instante del experimento. De la misma manera, si se determina de forma experimental la curva N-t, esas ecuaciones permiten determinar el orden cinético, en caso de que coincida con el 0, 1 o 2. Por ejemplo, dados unos resultados experimentales, probaremos al representar la curva experimental N-t; si es una recta, podremos asegurar que el orden de reacción es 0 y determinar la constante k a partir de la curva N-t como se ve en la figura 2F.1. Si no es una recta, se puede probar a continuación con la curva ln N-t; si ésta es una recta, indica que el orden es 1, y en caso contrario, se puede probar si es de orden 2.

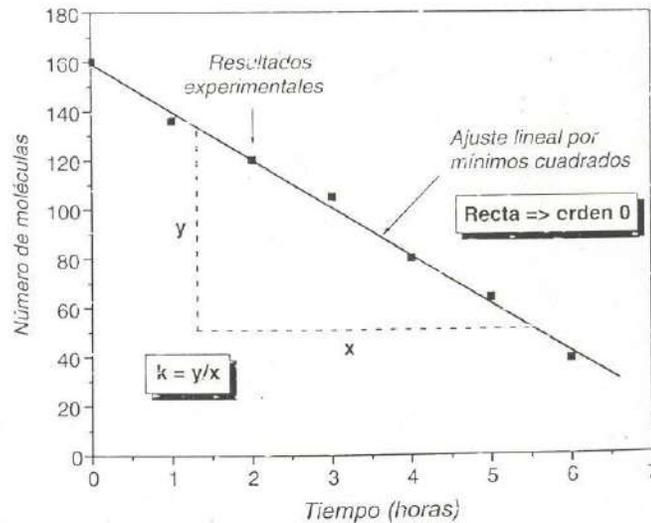


Figura 2F.1. Gráfico típico de una cinética de orden 0

## Material

Calculadora\*

200 monedas iguales (de la misma denominación)\*

Papel milimétrico\*

Regla\*

\*Material que deberá traer el alumno

## Procedimiento

- 1) Para comenzar la experiencia, los alumnos se dividen en grupos y reúnen monedas, hasta un total próximo a 200 monedas iguales. Suponiendo que todas son águilas, el número de monedas será el valor de  $N_0$ .



2F.2

- 2) Cada alumno agita el conjunto de sus monedas y las deposita en la mesa. El número de águilas obtenidas será  $N_1$  el valor de  $N$  para la tirada  $t = 1$ .



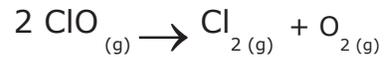
2F.3

- 3) Tras retirar las monedas que han quedado como cruces repetir la tirada, obteniendo  $N_2$ , el número de águilas tras la tirada es  $t = 2$ .
- 4) Repetir las tiradas hasta que queden del orden de 5 monedas. Se obtiene así un conjunto de valores, una curva  $N-t$ , donde el tiempo se mide en número de tiradas.
- 5) Con los datos obtenidos, dibujar las curvas  $N-t$ ,  $\ln N-t$  y  $(1/N) - t$ , para determinar el orden de la reacción.
- 6) Empleando la representación que más se ajusta a una recta, determinar la ecuación de la recta que mejor describa los resultados experimentales y calcular el valor de la constante  $k$ .
- 7) Expresar mediante una gráfica y una ecuación, como varía el número de soles a lo largo de la experiencia realizada.
- 8) Discutir la utilidad del método empleado para determinar el orden y la constante ¿es válido en todos los casos?

## *Questionario*

1. ¿Cuál es el significado de la velocidad de una reacción química?
2. Proponga dos reacciones que sean muy lentas y dos reacciones que sean muy rápidas.
3. Busque en la bibliografía reacciones de orden 0, 1 y 2.

4. Considere la reacción  $A \rightarrow B$  la velocidad de reacción es  $1.6 \times 10^{-7} \text{ M s}^{-1}$ . Cuando la concentración de A es de 0.35 M. Calcule la constante de velocidad si la reacción es: a) de primer orden respecto de A, b) de segundo orden respecto de A.
5. El óxido de cloro (ClO) que tiene efecto importante en la disminución de la capa de ozono estratosférica, se descompone rápidamente a temperatura ambiente de acuerdo a la ecuación:



A partir de los siguientes datos determine el orden de reacción y calcule la constante de velocidad para la reacción.

T(s)	[ClO] (M)
$0.12 \times 10^{-3}$	$8.49 \times 10^{-6}$
$0.96 \times 10^{-3}$	$7.10 \times 10^{-6}$
$2.24 \times 10^{-3}$	$5.79 \times 10^{-6}$
$3.20 \times 10^{-3}$	$5.20 \times 10^{-6}$
$4.00 \times 10^{-3}$	$4.77 \times 10^{-6}$



# Práctica 3A-1

## Equilibrio químico y principio de Le Chatelier

### Objetivo

- Observar, en forma fehaciente, el desplazamiento que sufre un sistema en equilibrio al ser sometido a la influencia externa de factores que lo afectan.

### Introducción

La mayoría de las reacciones químicas son reversibles, al menos en cierto grado. Al inicio de un proceso reversible, la reacción procede hacia la formación de productos. Tan pronto como se forman algunas moléculas de producto, comienza el proceso inverso: estas moléculas reaccionan y forman moléculas de reactivo. El **equilibrio químico** se alcanza *cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan, y las concentraciones netas de reactivos y productos permanecen constantes*. El equilibrio químico es, por tanto, un proceso dinámico. Los equilibrios químicos son importantes para explicar un gran número de fenómenos naturales y desempeñan papeles importantes en muchos procesos industriales.

Para una reacción reversible de la forma:



a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos de las especies reactivas A, B, C y D y la **constante de equilibrio** viene dada por la expresión:

$$K_c = \frac{[C]_c [D]_d}{[A]_a [B]_b}$$

Esta expresión se deduce de la ley de acción de masas, que establece que para una reacción reversible en equilibrio, y a una **temperatura constante**, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante

**K** llamado constante de equilibrio. Decimos que esta relación es la expresión de la constante de equilibrio. Los corchetes de la ecuación significan concentraciones molares.

Se define la constante de equilibrio  $K_c$ , como el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos, elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos; dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio, elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos para **cada temperatura**.

Es importante resaltar que aunque las concentraciones pueden variar, *el valor de **K** para una reacción específica permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.*

El equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa. Hay diversos factores experimentales que pueden alterar este balance y desplazar la posición del equilibrio para que se forme mayor o menor cantidad de un determinado producto. Las variables que se pueden controlar en forma experimental son: *concentración* de reactivos o productos, *presión*, *volumen* y *temperatura*.

El equilibrio químico es un estado dinámico, en el que a determinada temperatura las velocidades de reacción directa e inversa se igualan. En el equilibrio las concentraciones de reaccionantes y productos guardan entre sí una relación matemática constante.

Un sistema en equilibrio dinámico es aquél en el que la reacción directa y la inversa ocurren a la misma velocidad. El sistema en equilibrio puede ser descrito a través de la constante  $K_c$ . Si la constante es muy grande, la reacción directa se producirá casi exhaustivamente, mientras que la inversa no ocurre de forma apreciable. Si la constante es muy pequeña, la reacción que domina es la inversa.

Si un sistema en equilibrio es perturbado, en su posición de equilibrio se produce, o bien la reacción directa o la inversa, con objeto de restablecer el equilibrio. Se puede utilizar el Principio de Le Châtelier para predecir de qué forma evolucionará el equilibrio sometido a una perturbación.

Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico, como son: la temperatura, la presión y el efecto de la concentración. La influencia de estos tres factores se puede predecir, de una manera cualitativa por el **principio de Le Châtelier** que dice lo siguiente: "si en un sistema en equilibrio

se modifica, alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación”.

- Efecto de la temperatura: si una vez alcanzado el equilibrio en una reacción endotérmica, se aumenta la temperatura, el equilibrio se opone a dicho aumento desplazándose en el sentido en el que la reacción absorbe calor, es decir, en sentido directo.
- Efecto de la presión: si aumenta la presión, se desplazará hacia donde exista menor número de moles gaseosos, para así contrarrestar el efecto de disminución de volumen y viceversa.
- Efecto de las concentraciones: un aumento de la concentración de uno de los reactivos, hace que el equilibrio se desplace hacia la formación de productos, y a la inversa, en el caso de que se disminuya dicha concentración. Y un aumento en la concentración de los productos, hace que el equilibrio se desplace hacia la formación de reactivos, y viceversa, en el caso de que se disminuya.

### Material

1 mechero de Bunsen  
 1 pinzas para tubo de ensayo  
 1 piseta  
 1 probeta  
 4 tubos de ensayo  
 1 vaso de precipitado de 250 ml  
 1 vidrio de reloj  
 1 termómetro

### Reactivos

Cloruro de hierro (III)  $\text{FeCl}_3$  0.1 M  
 Sulfato de cobre hidratado  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$   
 Tiocianato de amonio  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0.1 M  
 Cloruro de amonio 0.1M

## Procedimiento

### **Parte A. Efecto de la temperatura**

- 1) Coloque en un tubo de ensayo 1 g de sulfato de cobre hidratado.
- 2) Caliente suavemente hasta que ocurra algún cambio en el sistema.
- 3) Deje enfriar el tubo que contiene el sólido hasta temperatura ambiente.

- 4) Coloque un termómetro en el tubo y añada agua gota a gota.
- 5) Observe la columna del termómetro en el tubo y explique el fenómeno que ocurre.

### ***Parte B. Efecto de la concentración***

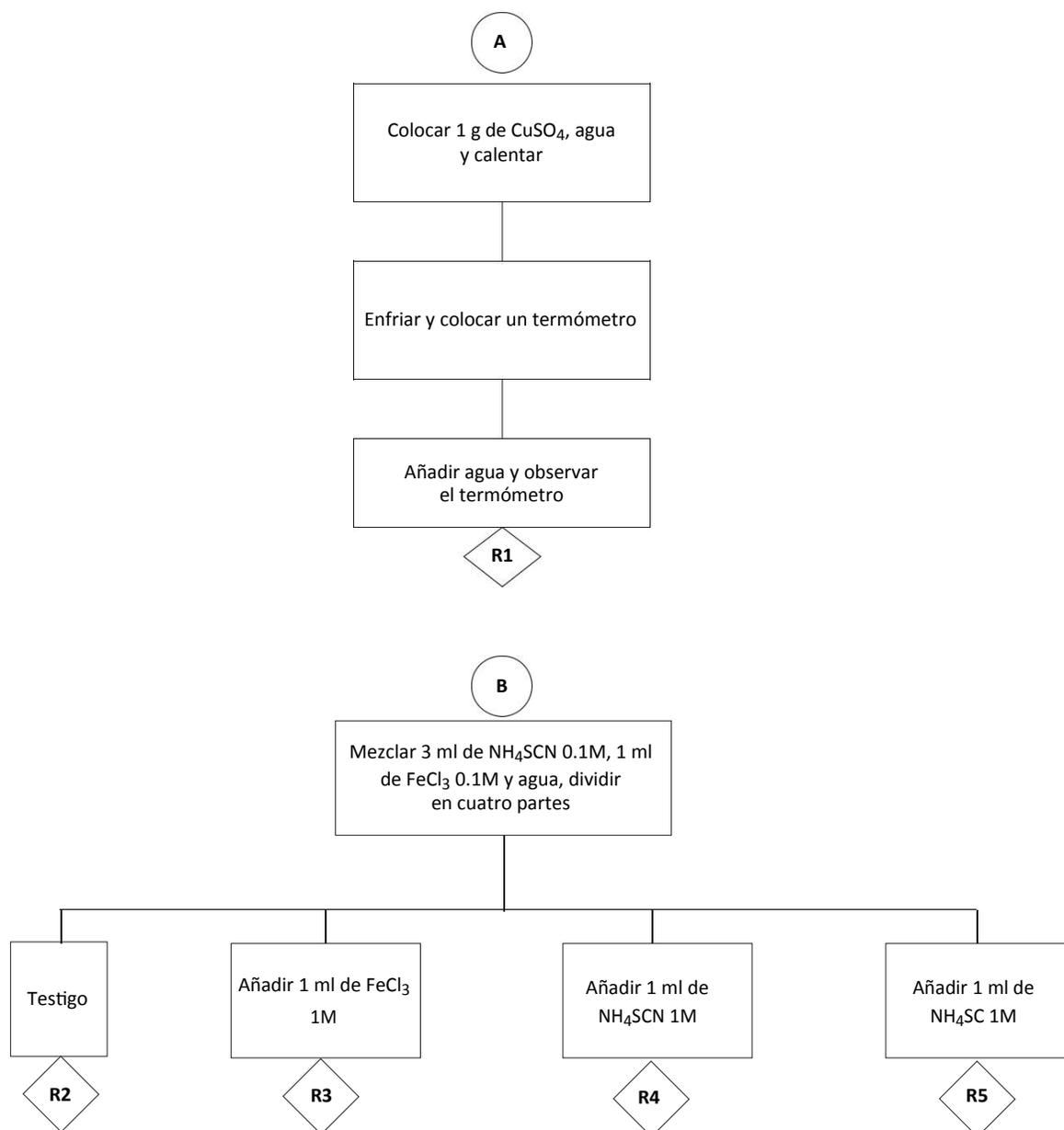
- 1) Mezcle 3 ml de  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0.1M con 1 ml de  $\text{FeCl}_3$  0.1M.
- 2) Añada 50 ml de agua a la mezcla obtenida.
- 3) Sepárela en cuatro porciones iguales.
- 4) Deje una porción como testigo.
- 5) Numere las tres porciones restantes.
  - a) Al vaso número 1, añada 1 ml de solución 0.1M de  $\text{FeCl}_3$ .
  - b) Al vaso número 2, añada 1 ml de solución 0.1M de  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .
  - c) Al vaso número 3, añada 1 ml de solución 0.1M de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
  - d) Compare los vasos de precipitado 1, 2 y 3 con el testigo.

### ***Cuestionario***

1. Escriba las siguientes reacciones:
  - a) Cuando el sulfato de cobre se calienta
  - b) Cuando al sistema se le añada agua, indique cuál es exotérmica y endotérmica.
2. Explique estequiométricamente hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:
  - a) Añade 1 ml de  $\text{FeCl}_3$  0.1M.
  - b) Añade 1 ml de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.1M.
  - c) Añade 1 ml de  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0.1M.

3. Explique si puede existir algún tipo de equilibrio entre reactivos y productos en el experimento A.
4. Escriba la reacción que se lleva a cabo en el experimento B.
5. Explique cada uno de los factores que se pueden variar para desplazar el equilibrio de las reacciones químicas.

## Equilibrio químico y principio de Le Chatelier



**R1:** Guardar y recuperar  $\text{CuSO}_4$

**R2, R3, R4 y R5:** Recolectar y enviar a confinamiento.

## Práctica 3A-2

### Influencia de la concentración en la velocidad de reacción

#### *Objetivos*

En esta práctica se trata de hacer operativos y de afianzar los conceptos de concentración, volumen, relación estequiométrica y velocidad de reacción, de tal modo que se sea capaz de:

- Emplear adecuadamente el material que necesita para la realización de la práctica.
- Hacer una representación gráfica e interpretarla.
- Elaborar un informe sobre la experiencia realizada.

#### *Introducción*

Se sabe que la velocidad de reacción es la rapidez con que un reactivo se transforma o con que se forma un producto. La velocidad de una reacción depende de diferentes factores, como la concentración y naturaleza del reactivo, el volumen, la presión, la temperatura y la acción de los catalizadores.

En la mayoría de las reacciones, su velocidad depende directamente de la concentración del reactivo, por tanto, mientras mayor sea la concentración, la velocidad de reacción será más rápida; lo anterior se explica mediante el modelo de colisiones, ya que al haber más reactivos, mayor número de choques moleculares se presentará. Por ejemplo, en la reacción:



La velocidad es directamente proporcional a la concentración de  $N_2O_5$ , esto quiere decir que si se duplica la concentración de los reactivos, la velocidad de la reacción aumentará al doble y que si la concentración se triplica, la velocidad también se triplicará.

La naturaleza de los reactivos es otro factor que influye en la velocidad, por ejemplo, cuando uno de los reactivos es sólido, la velocidad de reacción suele incrementarse

al partirlo en varios pedazos, esto se explica porque aumenta la superficie de contacto entre el sólido y los otros reactivos, y por lo tanto también el número de colisiones.

Por otra parte, cuando los reactivos están en disolución, se encuentran en estado molecular o iónico y hay mayor probabilidad de que establezcan contacto directo, mientras que en estado gaseoso las moléculas se encuentran más separadas, por ello la posibilidad de contacto es menor y decrece aún más si el gas se encuentra libre.

Otro factor que influye en la velocidad de las reacciones es la temperatura, pues en la mayoría de las reacciones, al aumentar 10 °C la temperatura del sistema, la velocidad se duplica, aproximadamente. Al incrementarse la concentración de reactivos la presión también aumenta, por lo tanto, el número de choques es mayor y la velocidad de reacción se acelera.

Cuando se trata de una reacción en donde interviene un gas, su volumen o cambio de presión puede ser equivalente al cambio de concentración, por ejemplo:



Al elevarse la temperatura del carbonato de calcio por encima de 825 °C, se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. Si se agrega CO<sub>2</sub> o se disminuye el volumen, la presión aumenta y se acelera la reacción de izquierda a derecha.

En algunas ocasiones se utilizan sustancias denominadas catalizadores, para modificar la velocidad de una reacción, a este fenómeno se le llama catálisis. Algunos catalizadores se usan para aumentar la velocidad, estos son los catalizadores positivos. Otros son utilizados para evitar que una reacción se efectúe, son los catalizadores negativos, también llamados inhibidores. Algunas características de los catalizadores son las siguientes:

- Se recupera al final de la reacción.
- Facilita la ejecución de la reacción con menor energía de activación.
- Es específico para cada reacción.

Algunos catalizadores positivos usados en el laboratorio son los siguientes: óxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ), platino (Pt), dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ), hierro (Fe) y vanadio (V).

Algunos inhibidores son los siguientes: L - ácido ascórbico, que es usado para conservar bebidas y frutas; ácido benzoico, usado en la preservación de mermeladas, bebidas de fruta y papas fritas, entre otros; y los nitritos de sodio, que se utilizan para conservar embutidos, quesos y cecina.

Todos estos factores son muy importantes, ya que muchas reacciones sólo se llevan a cabo a cierta temperatura, presión y volumen; además, también influyen enormemente la superficie de contacto, la concentración de los reactivos y los catalizadores presentes.

### Material

4 matraces Erlenmeyer de 125 ml

Balanza granataria

Cronómetros

Pipeta graduada de 10 ml

Probeta de 50 ml

Propipeta

Vidrio de reloj

### Reactivos

Ácido clorhídrico concentrado

Agua

1 g de cinta de magnesio

## Procedimiento

1) Preparar 4 matraces Erlenmeyer de la siguiente forma.

Matraz	Cantidad de HCl comercial (ml)	Cantidad de agua (ml)
1	5	45
2	10	40
3	15	35
4	20	30

Nota: Para grupos grandes se recomienda utilizar una quinta parte de los volúmenes anteriores, con el fin de reducir residuos.

- 2) Añadir a cada uno 0.24 g de cinta de magnesio, previamente pesados en una balanza granataría, y cronometrar el tiempo que tarda en desaparecer la cinta de magnesio.

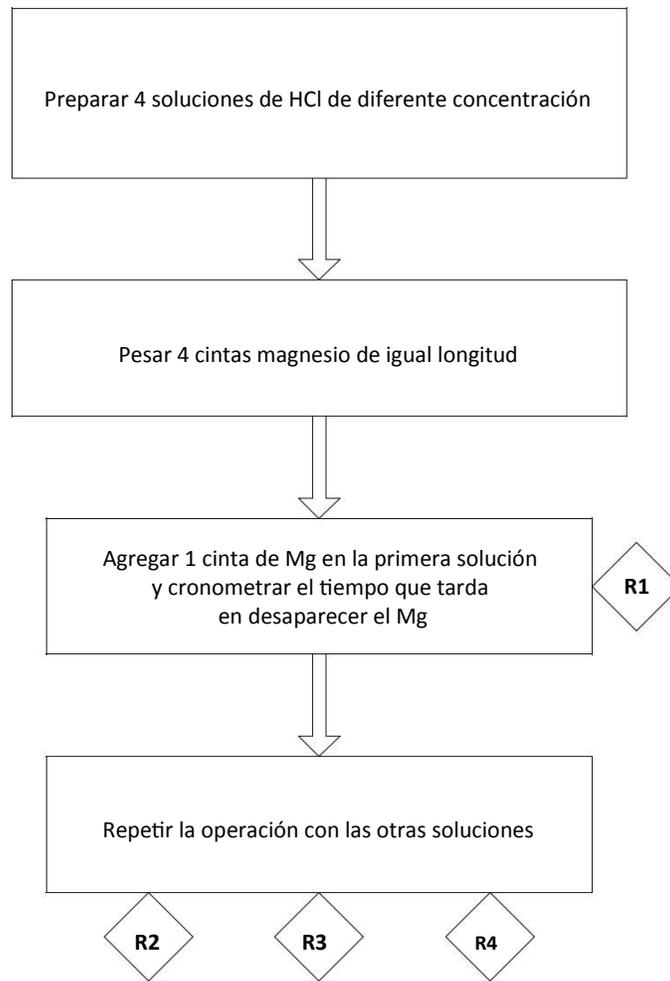
Llenar las siguientes tablas con la información que se le pide.

Matraz	Cantidad de HCl comercial (ml)	Cantidad de agua (ml)	No. de moles	Concentración (moles/l)	Tiempo (s)
1	5	45			
2	10	40			
3	15	35			
4	20	30			

### *Cuestionario*

1. Escribir la reacción que se lleva a cabo en los matraces. ¿Qué hay en el matraz una vez terminada la reacción?
2. Calcular concentración molar de HCl de cada matraz.
3. Hacer una representación gráfica de la concentración (eje X) frente al tiempo (eje Y). ¿Qué puede deducir?
4. Escribir la expresión de la velocidad en función de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción.
5. ¿Qué se haría en el laboratorio para determinar cómo afecta a la variación de concentración de un reactivo a la velocidad de reacción? Indicar el material a utilizar y el procedimiento a seguir.

## *Influencia de la concentración en la velocidad de reacción*



**R1, R2, R3 y R4:** Neutralizar la solución y desechar en el drenaje con abundante agua.



# Práctica 3B

## Dureza del agua

### Objetivos

- Observar el efecto del agua dura con los jabones.
- Determinar cuantitativamente la dureza de diferentes tipos de agua.
- Aplicar algún tipo de ablandamiento de aguas.

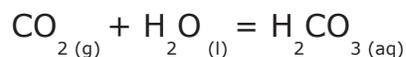
### Introducción

Cuando las sustancias iónicas se disuelven en agua, estas se separan en los iones que las constituyen. Por ejemplo, cuando el cloruro de sodio NaCl (sal común) se disuelve en agua, se forman el ion sodio Na<sup>+</sup> (el positivo o catión) y el ion cloruro Cl<sup>-</sup> (el negativo o anión). Estos iones permanecen en solución a menos que ocurra algo que los haga precipitarse como sólidos; por ejemplo, si el agua se evapora de una solución salina, la solución se satura y cristales de sal comienzan a precipitar.

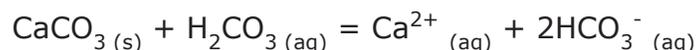
### Las causas de la dureza

Por lo general la dureza del agua es causada por la presencia de iones calcio (Ca<sup>2+</sup>) y iones magnesio (Mg<sup>2+</sup>) disueltos en el agua. Otros cationes como el aluminio (Al<sup>3+</sup>) y el hierro (Fe<sup>3+</sup>) pueden contribuir a la dureza, sin embargo su presencia es menos crítica.

La forma de dureza más común y problemática es la causada por la presencia de bicarbonato de sodio (Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>). El agua la adquiere cuando la lluvia pasa por piedra caliza (CaCO<sub>3</sub>). Cuando el agua de lluvia cae, disuelve dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) del aire y forma ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), por lo que se acidifica ligeramente:



El carbonato de sodio (CaCO<sub>3</sub>) no es muy soluble en agua, sin embargo, cuando el ácido diluido pasa por la piedra caliza, reacciona formando bicarbonato de sodio (Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>) que sí es soluble en agua:



Por lo tanto, el agua de lluvia toma iones calcio  $\text{Ca}^{2+}$  y iones bicarbonato  $\text{HCO}_3^-$  y se vuelve dura. Cuando el agua dura se calienta las dos reacciones anteriores se revierten y se forma carbonato de calcio, agua y dióxido de carbono:



El carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) es mucho menos soluble en agua que el bicarbonato de calcio ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ), por lo que se precipita formando un sólido conocido como *sarro*, *incrustaciones* o *es incrustaciones de calcio*. A este tipo de dureza fácil de remover se le conoce como dureza temporal. El sarro aparece por lo general alrededor de sistemas de agua caliente y elementos de calentamiento. Sin embargo, si el agua es extremadamente dura, se puede formar sarro en tuberías de agua fría.

Otros tipos de dureza temporal son causados por la presencia de iones magnesio  $\text{Mg}^{2+}$ , y la precipitación de hidróxido de magnesio ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ) puede contribuir a los problemas de incrustaciones.

La combinación de iones de calcio  $\text{Ca}^{2+}$  y magnesio  $\text{Mg}^{2+}$  con iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ), sulfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) y nitrato ( $\text{NO}_3^{2-}$ ), se conoce como *dureza permanente*. Por ejemplo, en algunas áreas el sulfato de calcio  $\text{CaSO}_4$  puede causar una dureza considerable. La dureza permanente no puede ser removida hirviendo el agua.

El término *dureza total* es usado para describir la combinación de dureza de magnesio y calcio. Sin embargo, los valores de dureza se reportan, por lo general, en términos de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ), porque es la causa principal de las incrustaciones.

### ***Problemas causados por la dureza***

- Se necesita más jabón para lavar (el jabón no hace espuma). Algunos detergentes modernos son menos eficientes porque los aniones (también conocidos como surfactantes), reaccionan con los iones calcio  $\text{Ca}^{2+}$  y magnesio  $\text{Mg}^{2+}$  en lugar de retener las partículas de mugre en suspensión.
- El jabón hecho a base de grasa animal puede reaccionar con el ion calcio  $\text{Ca}^{2+}$  y magnesio  $\text{Mg}^{2+}$  formando un precipitado que puede irritar la piel y arruinar la ropa.

- Algunos alimentos, particularmente los frijoles y los chícharos, cuando son cocidos con agua dura, se endurecen. Los iones de calcio alteran algunas moléculas dentro de los frijoles, por lo que la estructura que se forma no deja pasar el agua y el frijol permanece duro. Una manera simple para contrarrestar este efecto es la adición de bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) al agua donde se van a cocer los frijoles.
- El sarro puede tapar tuberías y conexiones. Además de hacer menos eficiente hasta en un 90 % los elementos de calefacción con una capa de 25mm de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ).

### Material

Balanza

1 embudo de filtración

1 gradilla

1 jeringa desechable de 5 ml (sin aguja)\*

2 matraces aforados de 100 ml

Papel filtro

2 pipetas graduadas de 5 ml

1 triangulo de porcelana

1 tripie

15 tubos de ensayo

1 rejilla de alambre con asbesto

1 varilla de vidrio

2 vasos de precipitados de 250 ml

\*Material que deberá traer el alumno

### Reactivos

100 ml de agua destilada

0.5 g de algodón\*

100 ml de etanol\*

20 ml de 3 muestras de aguas diferentes\*

(residual, potable, lluvia, mineral)

3 g de jabón neutro Grisi\*

2 g de nitrato de calcio ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) o cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ )

## Procedimiento

- 1) Preparar una disolución de jabón en etanol.

En un vaso de precipitados disuelva aproximadamente 2 g de jabón en 100 ml de etanol y agite durante 10 minutos. Filtre la disolución utilizando el embudo de tallo corto, colocando un trozo de algodón hasta tener una disolución transparente.

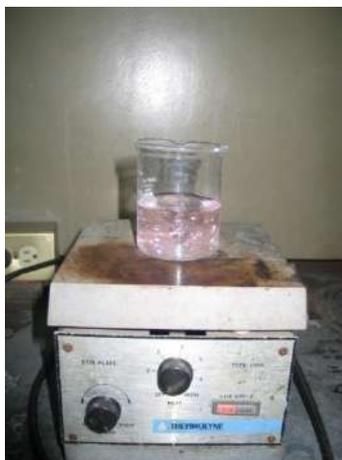


Figura 3B.1

- 2) En un matraz aforado preparar 100 ml de una disolución estándar 0.01 M de nitrato de calcio  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  o cloruro de calcio  $\text{CaCl}_2$ .
- 3) En una gradilla colocar 11 tubos de ensayo numerados, proceder a llenarlos de acuerdo a la siguiente tabla:

No. de tubo	Volumen disolución estándar de calcio (ml)	Volumen $\text{H}_2\text{O}$ destilada (ml)	Concentración del ión calcio	No. de gotas de jabón
1	0.0	5.0		
2	0.5	4.5		
3	1.0	4.0		
4	1.5	3.5		

5	2.0	3.0		
6	2.5	2.5		
7	3.0	2.0		
8	3.5	1.5		
9	4.0	1.0		
10	4.5	0.5		
11	5.0	0.0		

Calcular la concentración del ion calcio que tienen los tubos de ensayo y registrar sus resultados en la tabla.



Figura 3B.2

- 4) A cada tubo de ensayo y por separado, agregar de cinco en cinco gotas de la disolución alcohólica de jabón y agitar fuertemente durante 15 segundos, hasta la aparición de una espuma que persista.



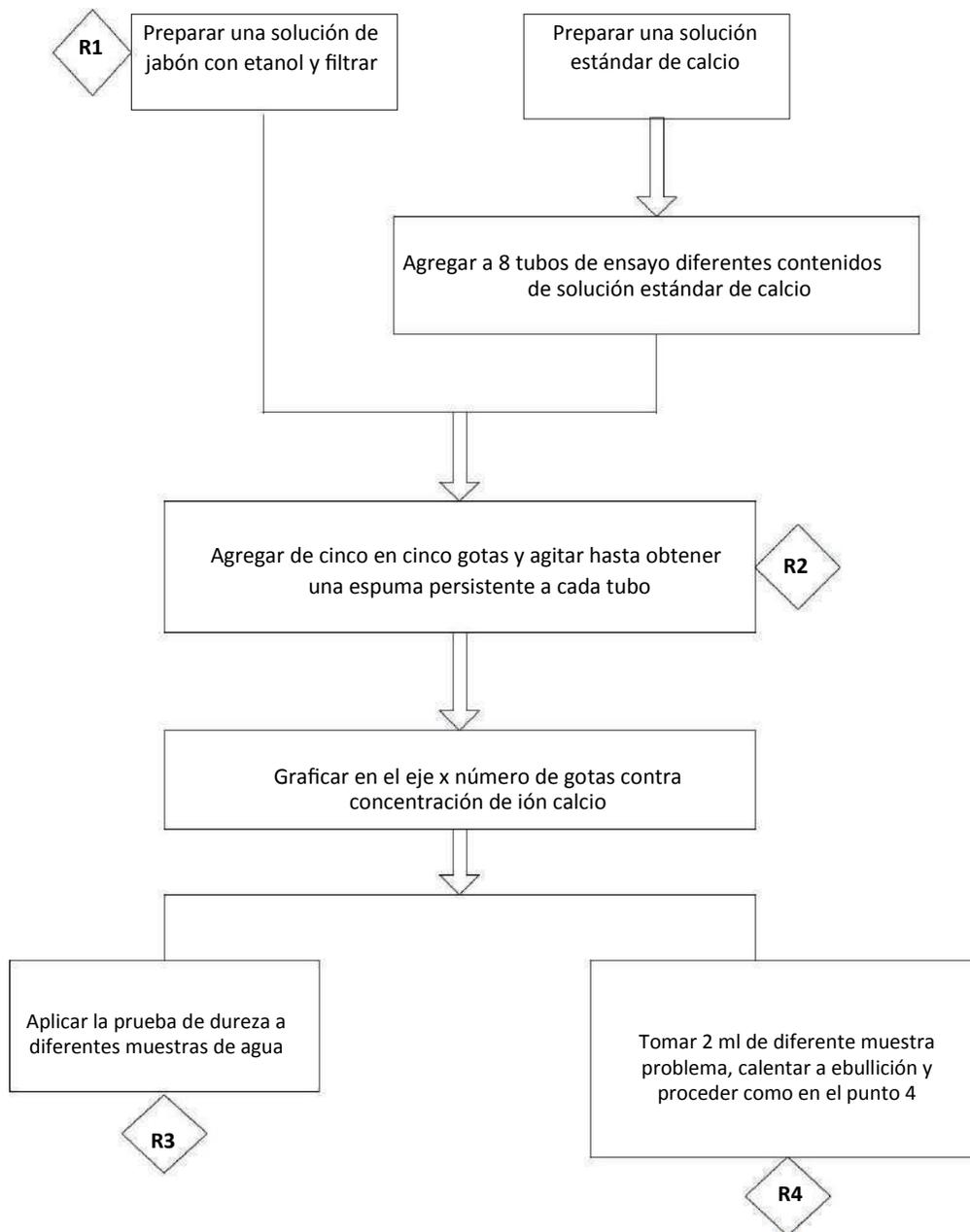
Figura 3B.3

- 5) En una hoja de papel milimétrico, preparar la gráfica de manera que en las ordenadas se coloque el número de gotas de disolución de jabón y en las abscisas la concentración del ion calcio.
- 6) Tomar cuando menos dos muestras de agua problema de 2 ml cada una de ellas y colocar en tubos de ensayo diferentes; proceder como en el punto 4. Para cuantificar la cantidad de calcio que tiene la muestra, utilizar la curva estándar.
- 7) En dos tubos de ensayo, colocar 2 ml de cada una de las muestra de agua problema del punto 6, calentar en baño María hasta ebullición durante 5 minutos, deje enfriar hasta temperatura ambiente. Proceda en forma similar como en el punto 4.

### *Cuestionario*

1. Explicar por qué en algunos tubos se produce más rápido la espuma que en otros.
2. Escribir la ecuación que representa la reacción química que se lleva a cabo.
3. Calcular la cantidad de calcio que tienen sus muestras.
4. Comparar los resultados de los puntos 6 y 7.
5. Investigar el efecto que tienen las aguas duras en las tuberías de calderas.

## Dureza del agua



**R1:** Desechar el filtro y su contenido a la basura.



# Práctica 3C

## Lluvia ácida

### *Objetivo*

- Conocer la formación y consecuencias de la lluvia ácida en el medio ambiente, utilizando un modelo en el laboratorio.

### *Introducción*

Cada año, la lluvia ácida causa pérdidas de cientos de millones de dólares, por daños a las construcciones y monumentos de piedra en todas partes del mundo. En la actualidad, el problema parece existir en gran parte del mundo industrializado: los peces desaparecen de los lagos principales; las superficies de piedra caliza, los edificios de concreto y las estatuas de mármol se desmoronan; las cosechas crecen más lentamente y los bosques comienzan a extinguirse.

La temperatura de la atmósfera varía de manera compleja en función de la altitud. Desde este perfil la atmósfera se divide en cuatro regiones: troposfera, estratosfera, mesosfera y termosfera. Inmediatamente encima de la superficie, en la troposfera, la temperatura disminuye normalmente al aumentar la altitud y alcanza un mínimo de 215 K aproximadamente a los 12 km.

Casi todos nosotros pasamos toda la vida en la troposfera, región que abarca de los 10 a 12 km sobre la superficie de la tierra, es en esta zona donde observamos los cambios meteorológicos, es decir los vientos, las lluvias, los días soleados, etc. La troposfera se compone principalmente de  $N_2$  y  $O_2$  que en su conjunto constituyen el 99 % de la atmósfera terrestre al nivel del mar. Otros gases, aunque sólo están presentes en concentraciones muy bajas, se encuentran en concentraciones mucho mayores en ciertas regiones como consecuencia de las actividades humanas, y pueden tener efectos importantes en nuestro ambiente.

La atmósfera es un sistema sumamente complejo. Su temperatura y presión fluctúan con la latitud entre límites muy amplios. La atmósfera es un sistema dinámico que está en constante cambio. Funciona como un reactor en el cual la radiación solar

aporta la energía, mientras que las materias primas provienen del entorno natural y de emisiones antropogénicas, que se forman como resultado directo o indirecto del uso generalizado de reacciones de combustión.

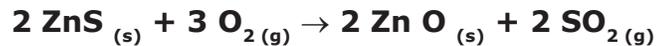
La atmósfera natural, no contaminada, contiene compuestos azufrados en alguna proporción. Proviene de la descomposición bacteriana de la materia orgánica, de los gases volcánicos y de otras fuentes naturales. Esta concentración es muy pequeña y la naturaleza tiene capacidad para asimilar este cambio y reestablecer nuevamente el equilibrio en los ecosistemas. Sin embargo, hacia fines del siglo XIX, el gran desarrollo industrial comenzó a alterar el balance natural, al aumentar la concentración natural de algunos gases y acumularse en los ambientes urbanos e industriales, como resultado de las actividades humanas. La lluvia ácida es una consecuencia de este desequilibrio producido por el hombre. Una atmósfera urbana representativa contiene:

<b>Contaminantes</b>	<b>Concentración (ppm)</b>
Monóxido de carbono	10
Hidrocarburos	3
Dióxido de azufre	0.08
Óxidos de nitrógeno	0.05
Oxidantes totales	0.02

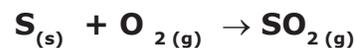
El dióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ , es un contaminante primario; se cuenta entre los gases comunes contaminantes más desagradables y nocivos, aunque su nivel es 0.08 o más, aproximadamente durante la mitad del tiempo menor a la del monóxido de carbono. No obstante, se considera al  $\text{SO}_2$  como el más serio peligro para la salud de los que se muestran, en especial para las personas con enfermedades respiratorias. La combustión de hulla y petróleo genera alrededor de 80 % del total de  $\text{SO}_2$  que se libera en Estados Unidos. Aunque la fundición es una fuente importante de  $\text{SO}_2$ , la mayor parte proviene de la quema de combustibles fósiles en la industria, las plantas generadoras de electricidad y los hogares. En el petróleo es muy variable la cantidad de azufre, por ejemplo, el del Medio Oriente tiene un contenido bajo en azufre, en tanto que el de Venezuela es alto en ese elemento. Debido a la preocupación acerca de la contaminación por  $\text{SO}_2$ , el petróleo bajo en azufre tiene mayor demanda y es más costoso.

Otra fuente de  $\text{SO}_2$ , son los procesos empleados en la industria metalúrgica para la obtención de metales. Muchos metales de gran importancia económica (por ejemplo zinc o hierro) se encuentran en la naturaleza como sulfuros o contienen algún porcentaje de éstos.

Por ejemplo, en el caso del zinc, se realiza la siguiente reacción (tostación) durante el proceso de obtención industrial del metal:



En suma, cada año se liberan a la atmósfera entre 50 y 60 millones de toneladas de  $\text{SO}_2$ . Cuando se los quema en presencia de aire para proveer energía, también ocurre la reacción:



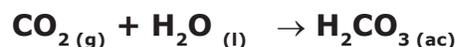
El dióxido de azufre atmosférico se oxida a  $\text{SO}_3$  por varias rutas diferentes, cuando el  $\text{SO}_3$  entra en contacto con el agua del medio ambiente, forma ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Muchos de los efectos ambientales que se atribuyen al  $\text{SO}_2$  se deben en realidad al  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Los óxidos de nitrógeno ( $\text{NO}_x$ ), que se generan del smog fotoquímico y de las emisiones de los vehículos:  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ , son gases que se oxidan y se incorporan a las gotas de lluvia como  $\text{HNO}_3$  (ácido nítrico), haciendo que el agua de lluvia sea más ácida. Estas reacciones de disolución ocurren en el agua de la troposfera.

Algunas sustancias de origen natural, principalmente el  $\text{CO}_2$ , han hecho siempre que el agua de la lluvia sea ligeramente ácida. El pH normal del agua de lluvia es alrededor de 5.6, puesto que el dióxido de carbono se disuelve en el agua formando ácido carbónico:



Pero cuando nos referimos al fenómeno de la lluvia ácida, nos encontramos con valores de pH inferiores a 5.6, como en el noreste de Estados Unidos que ha descendido hasta un  $\text{pH}=4.0$ .

Tanto el dióxido de carbono como el monóxido de carbono, son productos que se generan de la combustión. El  $\text{CO}_2$  se forma cuando la combustión se hace en presencia de un exceso de oxígeno; cuando éste se encuentra en cantidades restringidas se forma  $\text{CO}$  y  $\text{CO}_2$ . Aquí vale la pena citar al monóxido de carbono;  $\text{CO}$  es un gas incoloro e inodoro, muy venenoso. Su toxicidad radica en su alta capacidad de unirse a la hemoglobina, la transportadora de oxígeno en la sangre. La hemoglobina tiene una afinidad 200 veces mayor de unirse al  $\text{CO}$  que al Oxígeno, formando un compuesto llamado carboxihemoglobina. Por lo que no podría transportar oxígeno e impide realizar la respiración. Con una pequeña cantidad de  $\text{CO}$  que se inhale se produce letargo y dolor de cabeza, y puede ocurrir la muerte, cuando la mitad de las moléculas de hemoglobina reaccionaron con el  $\text{CO}$ .

La lluvia es un eslabón importante en el ciclo hidrológico que conecta distintos reservorios: atmósfera, hidrosfera, geosfera.

Para minimizar la emisión de gases que contribuyen a la formación de la lluvia ácida, se están tomando diferentes medidas ambientales. Entre ellas se cuentan, por ejemplo, la eliminación previa del azufre contenido en los combustibles fósiles, o la realización de tecnologías que impidan que éste pase a la atmósfera, así como la neutralización de los gases que provienen de los procesos metalúrgicos usando piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ):



Otro problema es que la lluvia ácida ataca al carbonato de calcio de la piedra caliza, el mármol y el concreto:



El sulfato de calcio es más soluble en agua que el carbonato de calcio. Por tanto, la mampostería se desintegra conforme el sulfato de calcio se deslava y descubre carbonato de calcio nuevo que puede reaccionar con más lluvia ácida.

**Material**

1 cucharilla de combustión  
3 matraces Erlenmeyer de 100 ml  
1 mechero de Bunsen  
1 probeta de 100 ml

**Reactivos**

Azufre  
Indicador universal  
Solución de cualquier ácido diluido

## *Procedimiento*

- 1) Preparar 3 matraces Erlenmeyer de 100 ml, agregar 20 ml de agua destilada a cada uno.
- 2) Agregar suficientes gotas de indicador universal a cada matraz para impartir diferente color al agua. Generalmente, el color verde es el rango neutro, comprobar si el agua destilada vira a este color con el indicador.
- 3) Separar el primer matraz y dejarlo como solución patrón, no agregar nada más.
- 4) Al segundo contenedor agregar unas gotas de ácido, para producir un cambio de color en la solución. Separarlo para usarse como una solución patrón de un ácido.

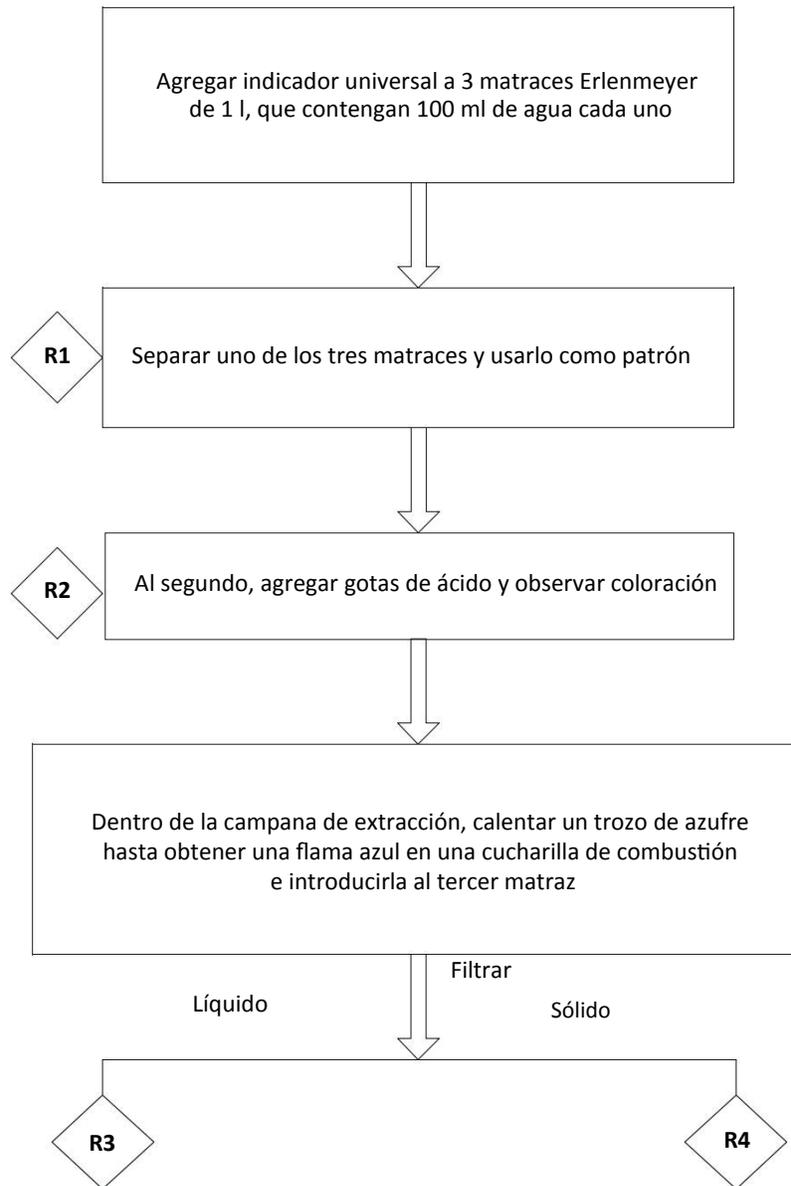
**A partir de este momento deberá trabajar en la campana de extracción**

- 1) En una cucharilla de combustión, colocar un trozo de azufre del tamaño de un frijol e introducirlo en la llama de un mechero hasta obtener una flama azul; el punto de fusión del azufre es de 113 °C.
- 2) Introducir la cucharilla de combustión con la flama azul encendida dentro del tercer contenedor.
- 3) Notar la producción de un gas a medida que se quema el azufre. Agitar el recipiente. Notar el cambio de color a medida que el gas se disuelve en el agua.

## *Cuestionario*

1. Escribir la ecuación que representa la reacción química que se produce cuando se calienta el azufre.
2. ¿Qué producto se forma cuando se introduce la cucharilla de combustión en el agua?
3. ¿Cómo sabes que se produjo un ácido?
4. ¿Cuáles son los efectos de la lluvia ácida?
5. Investigar cuáles son las acciones correctivas que se realizan para evitar la lluvia ácida.

## Lluvia ácida



**R1:** Desechar por el drenaje.

**R2 y R3:** Neutralizar y desechar por el drenaje.



# Práctica 3D

## Transferencia de electrones

### *Objetivo*

- Identificar la reactividad química de metales y aleaciones con diferentes ácidos, y relacionar esta reactividad con la serie electromotriz.

### *Introducción*

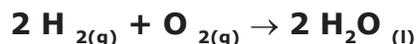
Toda sustancia tiene un conjunto único de propiedades características que nos permiten reconocerlas y distinguirlas de otras sustancias. Estas propiedades se pueden agrupar dentro de dos categorías: físicas y químicas. Propiedades físicas son las que podemos medir sin cambiar la identificación básica de la sustancia: color, olor, densidad, punto de fusión y dureza. Las propiedades químicas describen la forma en que una sustancia puede cambiar o reaccionar para formar otras sustancias.

Los cambios físicos procesos durante los cuales una sustancia cambia la apariencia física, pero no su identidad básica, cambios químicos (llamados también reacciones químicas), cuando una sustancia se transforma en otra sustancia químicamente diferente.

Las reacciones químicas constituyen un medio esencial y la parte más importante de la química. Esto se comprende fácilmente teniendo en cuenta que toda la industria química se basa en reacciones químicas para la obtención de productos de interés técnico y comercial, así como las aplicaciones de los productos químicos.

Existen diversos tipos de reacciones:

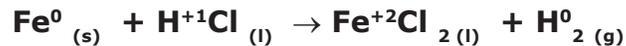
- Reacciones de combinación o síntesis: en estas reacciones se forma un compuesto a partir de sustancias simples:



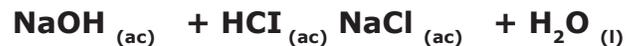
- Reacciones de descomposición: estas reacciones involucran la descomposición de un compuesto en sustancias más sencillas:



- Reacciones de transferencia de electrones: (redox) en donde elementos cambian su número de valencia o estado de oxidación:



- Reacciones de transferencia de protones: en estas reacciones los ácidos donan sus protones a especies químicas llamadas bases o álcalis:



- Reacciones de combinación o precipitación: en estas reacciones los iones interactúan en solución para formar compuestos insolubles llamados precipitados:



La transferencia de electrones ocurre espontáneamente, debido a que un elemento atrae electrones de otro. Por consiguiente, el proceso de transferencia significa una competencia de electrones más fuertemente que el reductor. Esto no indica que el agente reductor no atraiga electrones, pues de hecho opone cierta resistencia a cederlos. Por lo tanto, la tendencia neta de transferencia de electrones es una combinación de la atracción del agente oxidante y de la resistencia del agente reductor. Así, de manera más amplia, decimos que la oxidación implica la pérdida de electrones, mientras que la reducción implica la ganancia de electrones. De esta manera, podemos ver que las reacciones de oxidación y reducción comprenden la transferencia de electrones de un átomo que se oxida a un átomo que se reduce. Veámoslo en este ejemplo:



En esta ecuación los electrones se transfieren de los átomos de zinc (el zinc se oxida y los iones de hidrógeno se reducen). Es así como la transferencia de electrones que ocurre en la reacción, produce energía en forma de calor. Existen reacciones que se pueden utilizar para producir energía en forma de electricidad. La rama de la química que se refiere a las relaciones entre electricidad y reacciones químicas es la *electroquímica*.

**Material**

1 espátula  
 1 gradilla  
 1 pipeta graduada de 10 ml  
 1 piseta  
 1 pinzas para tubo de ensayo  
 19 tubos de ensaye  
 1 vidrio de reloj

**Reactivos**

Ácido clorhídrico (HCl)  
 Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)  
 Aluminio granular\*  
 Cobre en gránulos  
 Granalla de zinc  
 Gránulos de hierro\*  
 Magnesio  
 Sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>)  
 Tira de papel estaño\*

\*Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

- 1) En un tubo de ensaye se vierte 0.5 g de Zn y se agrega 2 ml de CuSO<sub>4</sub>, esta mezcla se deja reposar y se observa.
- 2) Reacciones de los metales con agua.

Agregar a cada uno de los tubos aproximadamente 2 ml de agua y una pequeña cantidad de los siguientes reactivos:

<b>Tubo</b>	<b>Reactivo</b>
1	Magnesio
2	Gránulos de hierro
3	Gránulos de cobre
4	Granalla de zinc
5	Gránulos de aluminio
6	Tira de estaño

## 3) Reacciones de los metales con ácido nítrico.

Agregar a cada uno de los tubos aproximadamente 2 ml de ácido nítrico y una pequeña cantidad de los siguientes reactivos:

Tubo	Reactivo
1	Magnesio
2	Gránulos de hierro
3	Gránulos de cobre
4	Granalla de zinc
5	Gránulos de aluminio
6	Tira de estaño

## 4) Reacciones de los metales con ácido clorhídrico.

Agregar a cada uno de los tubos aproximadamente 2 ml de ácido clorhídrico y una pequeña cantidad de los siguientes reactivos:

Tubo	Reactivo
1	Magnesio
2	Gránulos de hierro
3	Gránulos de cobre
4	Granalla de zinc
5	Gránulos de aluminio
6	Tira de estaño

## Resultados

### Observaciones físicas de la Parte 1



Observaciones físicas de cada una de las reacciones.

	Agua	HNO <sub>3</sub>	HCl
Fe			
Cu			
Sn			
Al			
Zn			
Mg			

## Parte 2

a) Tabla 1. Reacciones de los metales con H<sub>2</sub>O

Símbolo (nombre)	No. de oxidación	Reacción (nombres de reactivos y productos)
Mg		
Fe		
Cu		
Zn		
Al		
Sn		

b) Tabla 2. Reacciones de los metales con HNO<sub>3</sub>

Símbolo (nombre)	No. de oxidación	Reacción (nombres de reactivos y productos)
Mg		
Fe		
Cu		
Zn		
Al		
Sn		

c) Tabla 3. Reacciones de los metales con HCl

Símbolo (nombre)	No. de oxidación	Reacción (nombres de reactivos y productos)
Mg		
Fe		
Cu		
Zn		
Al		
Sn		

## *Cuestionario*

1. Indique las propiedades físicas y químicas de los metales, no metales y metaloides (las más importantes).
2. ¿Qué es una reacción óxido-reducción?
3. ¿Cuáles son los gases que comúnmente se desprenden en una reacción química entre metales y ácidos?
4. Los ácidos utilizados durante la práctica se encuentran en una concentración 4M, ¿qué implica?
5. De los metales trabajados en la práctica, ¿cuál tiene el radio atómico más grande? ¿Por qué?
6. ¿Qué metal utilizado en la práctica tiene la energía de ionización mayor? ¿Por qué?
7. ¿Cuál es el metal más electronegativo y por qué?
8. ¿A qué se debe la decoloración de la parte 2?
9. Ejemplifique dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, que se lleven a cabo en el experimento.
10. Identifique la posición de los metales estudiados en la serie electromotriz.

## Transferencia de electrones

Tubo 1:

Mezclar: 0.5 Zn y 2 ml  
de  $\text{CuSO}_4$   
reposar y observar

R1

2) Reacción metal + agua:

Agregar 2 ml de agua a cada tubo:  
1) Limadura de acero  
2) Hierro (Fe)  
3) Cu  
4) Zn  
5) Al  
6) Sn  
Observar

R2

R3

3) Reacción metal +  $\text{HNO}_3$ :

Agregar 2 ml de  $\text{HNO}_3$  a cada tubo:  
1) Limadura de acero  
2) Fe  
3) Cu  
4) Zn  
5) Al  
6) Sn  
Observar

R4

R5

4) Reacción metal + HCl

Agregar 2 ml de HCl a cada tubo:  
1) Limadura de acero  
2) Fe  
3) Cu  
4) Zn  
5) Al  
6) Sn  
Observar

R6

R7

**R1:** Guardar las soluciones para purificación y reúso.

**R2:** Desechar el agua por el drenaje.

**R3:** Separar los metales para reutilizar.



# Práctica 3E-1

## Escritura mágica

### *Objetivo*

- Realizar una mágica demostración a partir de la descomposición térmica de los nitratos.
- Escribir mensajes en un papel filtro con distintas disoluciones acuosas incoloras, estos mensajes se revelarán con otras disoluciones pulverizadas.

### *Introducción*

Tintas para escrituras secretas. Estas tintas, llamadas también tintas simpáticas, son compuestos que producen escrituras invisibles. Su preparación utiliza revelado denominado quimiocriptografía. El diccionario castellano las define como "composición química que tiene la propiedad para que no se conozca lo escrito en tanto no se le aplique el reactivo correspondiente".

Se les utiliza a veces en casos criminales, pero su uso más frecuente es en espionaje. En el primer caso de detección de la escritura secreta suele ser fácil; en casos de espionaje, las técnicas se han ido perfeccionando de tal forma que en ocasiones es sumamente difícil hallar el método adecuado para ello.

Se presenta a veces el caso de un detenido que intenta comunicarse con sus cómplices en forma subrepticia, o el de cartas intercambiadas entre los miembros de una organización delictiva, que han sido interceptadas en tránsito, intentando conocer su contenido, pero sin alterarlas, en forma tal que la carta llegue a su destinatario sin despertar sospechas. Ello implica el revelado sin que queden signos visibles del mismo, vale decir, que no alteren el documento.

Los presos suelen usar como tinta simpática secreciones biológicas (saliva, leche, orina) o productos de uso habitual (jabón, medicamentos, perfumes), y jugos vegetales (limón, cebolla). Cualquier líquido incoloro puede ser usado para producir una escritura secreta.

El agua constituye el caso límite: una escritura realizada con agua alterna, como hemos dicho del acabado del papel, se pudiera revelar con yodo, que se fija en forma diferencial en el surco que constituye la escritura permitiendo su lectura.

Los líquidos biológicos se revelan por calentamiento con una plancha doméstica caliente o con una lámpara de filamento: aparece la escritura con color pardo claro, constituyendo un proceso irreversible, pues se trata de una carbonización parcial de los componentes orgánicos del material biológico usado para realizar el escrito. La saliva se revela mal por ese método, pero como contienen una enzima que cataliza la oxidación de la tinta ferrotánica, puede ser visualizada este tipo de escritura mediante aplicación de una solución diluida de dicha tinta, apareciendo los rasgos en color negro sobre fondo azul pálido.

Las tintas secretas más sencillas se obtienen con una solución acuosa de nitrato de cobalto: su uso sobre el papel queda con un color muy suave, que se disimula perfectamente eligiendo un papel adecuado. Calentando ligeramente el papel, la escritura se revela a color azul, ello se debe a que la sal de cobalto hidratado rosa, al calentarla, pierde el agua de cristalización, dando la sal anhidra azul. Exponiendo el papel a la humedad, la sal se rehidrata y la escritura desaparece.

Algunas tintas secretas pueden revelarse, por el contrario, humedeciendo el papel: la escritura se hace visible por su mayor translucidez a la observación por transparencia.

En general, cualquier sustancia sometida a la acción de otra, o de un agente físico, que produzca una reacción cromática, puede ser usada como tinta simpática. Debe ajustarse a las siguientes condiciones básicas: a) debe ser líquida, b) debe ser apta para la escritura, c) debe ser revelable por métodos físicos o químicos, d) la escritura debe ser invisible, e) el revelado debe ser infalible, f) no debe presentar fluorescencia dentro del periodo de duración estipulado para cada tinta. Respecto al último punto, las muy buenas tienen un periodo de duración mayor de 30 días, las buenas hasta de 30 días, las regulares más de 7 días y las malas menos de 7 días.

Rhodes clasifica a las tintas simpáticas en cuatro grupos:

*Grupo 1:* Tintas que se revelan por una deshidratación que afecta al papel o a la tinta. Ejemplo: los ácidos fuertes como el sulfúrico y el nítrico. Cuando el papel es calentando, los ácidos deshidratan la celulosa produciendo su carbonización, lo que

hace que la escritura aparezca en color parduzco: Las sales de cobalto constituyen tintas de este tipo; el calentamiento produce la deshidratación y ésta el cambio de color. Además del nitrato, se ha usado el cloruro y el óxido cobaltoso, mezclados con compuestos higroscópicos (carbonato o nitrato de potasio), que retienen el agua evitando la deshidratación del compuesto de cobalto y con ésta el revelado espontáneo de la escritura.

*Grupo 2:* Tintas que se revelan con efecto fotoquímico o por reducción. Ejemplo: las sales de plata solubles en agua, que al ser expuestas a la luz del sol, se reducen a plata metálica. También las sustancias fluorescentes como las sales de quinina, revelándose las estructuras por simple observación a la luz ultravioleta.

*Grupo 3:* Tintas que se revelan por la producción de reacción cromática al ser tratadas con un reactivo químico adecuado. Ejemplos: las sales férricas se revelan con ácido gálico; las sales de plomo con un sulfuro alcalino, el nitrato de cobalto con ácido oxálico, el almidón con yodo.

*Grupo 4:* Tintas constituidas por soluciones orgánicas o líquidos biológicos, que actúan como agentes oxidantes o mordientes. Las escrituras realizadas con saliva, orina, leche, suero, etc., actúan como mordientes, pudiendo ser reveladas con una solución acuosa diluida de un colorante. En el caso de la escritura con saliva, puede revelarse con una solución acuosa diluida de una tinta ferrotánica, pues la saliva contiene una enzima oxidante, que transforma el tanato ferroso en tanato férrico (negro).

### Material

Botella con pulverizador  
(rociar plantas)\*  
Cerillos\*  
5 pedazos de papel filtro  
o papel secante\*  
Pinceles pequeños\*  
Secadora de pelo o mechero  
de Bunsen\*  
Varilla de vidrio  
Vaso de precipitado de 50 ml

### Reactivos

Solución saturada de nitrato de sodio  
 $\text{NaNO}_3$   
Hidróxido de amonio ( $\text{NH}_4 \text{OH}$ ) al 2 M  
Indicador de fenolftaleína  
Solución al 5 % de hexaciano ferrato  
(II) de potasio trihidratado  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$   
Solución al 5 % de nitrato de hierro  
(III) nonahidratado  $[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}]$

Solución al 5 % de nitrato de plomo (II)  
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

Solución al 10 % de sulfato de cobre  
 (II) pentahidratado  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Solución al 5 % de tiocianato amónico  
 $\text{NH}_4\text{SCN}$

Solución al 20 % de yoduro de potasio  
 KI

\* Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

### **Parte 1**

- 1) Humedezca la punta de un pincel con la solución saturada de nitrato de sodio  $\text{NaNO}_3$ , escriba un mensaje sobre el papel de filtro.
- 2) Seque el mensaje utilizando un secador de pelo o calentando el papel muy por encima de la llama del mechero Bunsen. El mensaje se hará prácticamente invisible.
- 3) Sujete con alfileres el papel de filtro a la vista. Aplique un cerillo encendido en el comienzo del mensaje hasta que el papel tratado comience a brillar y a carbonizarse.
- 4) Retire el cerillo y observe cómo el brillo y las palabras se carbonizan a lo largo del mensaje.

### **Parte 2**

Preparar las disoluciones siguientes:

- 1) Poner la disolución de nitrato de plomo, la de nitrato de hierro (III) e hidróxido de amonio (amoníaco) en botellas pulverizadoras separadas. Ajustar la boquilla de las botellas para obtener una fina llovizna.
- 2) Utilizar los pinceles para escribir los mensajes indicados en cada papel filtro respectivamente, usando las disoluciones de yoduro de potasio, de hexaciano ferrato (II) de potasio, de tiocianato de amonio, de fenolftaleína y de sulfato de cobre.

- 3) Secar con una pistola de aire secador de pelo. Una vez secas, todas las disoluciones son incoloras, excepto la del sulfato de cobre que será de un azul muy pálido, no detectable.
- 4) El mensaje escrito con yoduro de potasio deberá rociarse con nitrato de plomo (II). Se verá como yoduro de plomo, el cual presenta un color amarillo brillante.
- 5) Dos de los mensajes, el escrito con hexaciano ferrato (II) de potasio y el mensaje escrito con tiocianato de amonio, deberán ser rociados con nitrato de hierro (III); el primero se volverá azul oscuro (azul de Prusia) y el segundo se tornará de un color marrón rojizo.
- 6) Rociar con la disolución de amoniaco los dos últimos escritos, el de la fenolftaleína que se volverá rosácea y el del sulfato de cobre que se volverá azul. No rociar demasiado el papel.
- 7) Las siguientes ecuaciones representan las reacciones llevadas a cabo cuando se realiza el revelado:
  - a)  $2 \text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$  (amarillo)
  - b)  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KFe} [\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (azul oscuro)
  - c)  $\text{NH}_4\text{SCN} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_6^{2+}$  (marrón rojizo)
  - d) Fenolftaleína +  $\text{NH}_3 \rightarrow$  (se torna rosa en medio básico)
  - e)  $\text{CuSO}_4 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$  (hidratado es azul)  $\leftrightarrow$   $\text{CuSO}_4$  (deshidratado es casi transparente)

## Cuestionario

### Parte 1

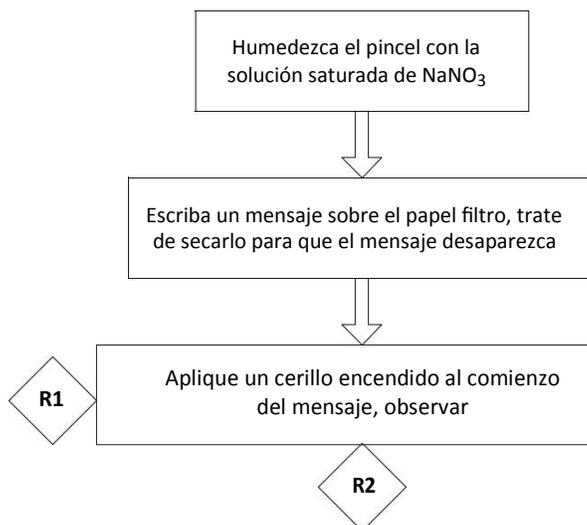
1. ¿Qué efecto tiene el aumento o disminución de la concentración del nitrato?
2. ¿Se pueden utilizar otros nitratos metálicos? ¿Cuáles?
3. Proponga un método de revelado diferente al utilizado en la práctica.
4. Investigue que tipo de sales utilizan en los juegos pirotécnicos y que coloración presentan.

## **Parte 2**

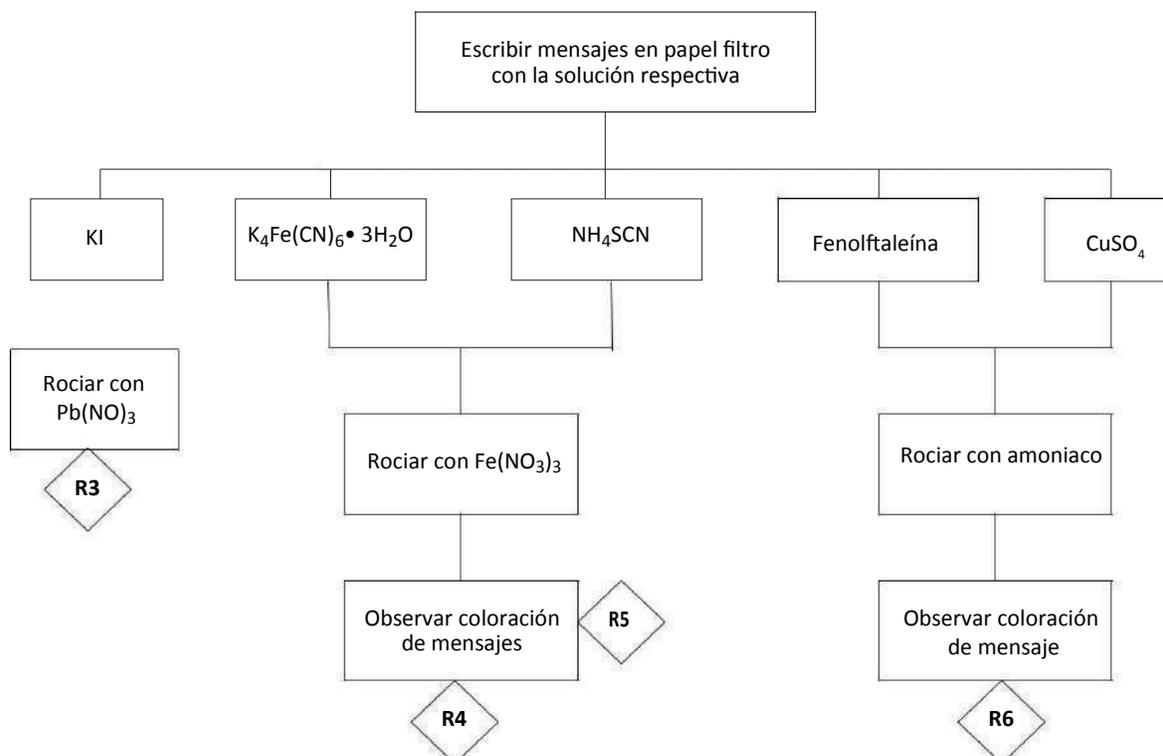
1. Clasificar las reacciones de acuerdo al tipo de reacción efectuada.
2. Explicar la razón por la cual se presentan diferentes coloraciones en los escritos.
3. Indicar qué tipo de reacciones se llevan a cabo en el revelado de cada escritura.
4. Explicar por qué el amoníaco colorea de rosa la fenolftaleína.
5. Explicar qué proceso de revelado se lleva a cabo en:
  - a) Las impresiones blanco y negro
  - b) Las impresiones a color
  - c) Las copias Xerox
6. Investigar cómo se fabrican los bolígrafos.

## Escritura mágica

### Parte 1



### Parte 2



**R1:** El residuo de papel filtro y cenizas se desechan en la basura.

**R2:** Guardar la solución en un frasco etiquetado para reuso.

**R3:** Recolectar para confinamiento.

**R4, R5 y R6:** Desechar a la basura o se lo lleva el alumno.



# Práctica 3E-2

## Corrosión del hierro

### *Objetivo*

- Determinar los factores que afectan la corrosión de un clavo de hierro y comparar el efecto del material para evitar la corrosión.

### *Introducción*

La corrosión es el término que en forma común se aplica al deterioro de los metales producido químicamente. En los Estados Unidos, el enmohecimiento, debilitamiento y degradación de los metales en cosas tan diversas como automóviles, edificios, puentes, cascos de barcos, utensilios de jardinería y enrejados de balcones, cuestan a su economía 70 000 millones de dólares cada año.

A nivel mundial es un problema económico importante, se calcula que cada pocos segundos se disuelven 5 toneladas de acero en el mundo, procedentes de unos 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. En general, se calcula que su costo económico no es inferior al 2 % del producto interno bruto, ya que puede causar accidentes (ruptura de una pieza), lo que representa un costo importante.

La corrosión puede producirse por ataque directo del metal por un agente químico. Ejemplos de esto tenemos en la reacción del cloro con el estaño y el magnesio, o en la rápida oxidación del calcio y el magnesio por el oxígeno a temperatura ordinaria (ambiente) y de otros metales a temperaturas elevadas. En la gran mayoría de los casos, sin embargo, la corrosión es una manifestación del mismo tipo que las reacciones electroquímicas que tienen lugar en una pila eléctrica.

La velocidad y extensión de la corrosión depende: 1) de las propiedades del metal y 2) de la naturaleza del medio ambiente. Es una observación común que el zinc o el hierro se corroen más rápidamente que el cobre. La acción corrosiva de la sal y del barro sobre el acero y los cromados, es también conocida por los propietarios de automóviles.

Factores importantes de corrosión asociados con un metal son:

- Su potencial de oxidación
- La presencia de un metal o material catódico
- La sobretensión
- La pureza del metal
- Su estado físico
- Las áreas relativas del ánodo y cátodo
- El volumen relativo de los átomos metálicos y sus óxidos u otro producto de corrosión
- La solubilidad de los productos de reacción

Las propiedades del medio o del ambiente que influyen fundamentalmente en la corrosión son:

- La presencia de humedad
- El pH
- Las concentraciones de oxígeno y del ion metálico
- La conductividad
- La naturaleza específica del catión y anión presentes
- La temperatura
- La presencia o ausencia de un inhibidor

La corrosión tiene lugar en el ánodo, donde los iones metálicos positivos pasan a la solución. Los valores del potencial de oxidación  $E_0$ , permiten una estimación de la actividad anódica de los metales. La velocidad y severidad de la corrosión estarán influenciadas, en general, por la diferencia de potencial entre los metales anódicos y catódicos.

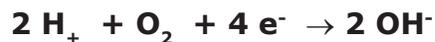
Puede evidenciarse fácilmente el grado de corrosión de diferentes pares metálicos e identificar el ánodo y el cátodo mediante el indicador ferroxilina. Esta es una mezcla de soluciones de hexaferricianuro de potasio  $K_3Fe(CN)_6$  y fenoftaleína. Cuando la oxidación tiene lugar, los iones metálicos, que dejan el ánodo, reaccionan con el

ferricianuro para formar un precipitado, que es blanco en el caso de  $Mg^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$  o  $Al^{3+}$ , azul intenso con  $Fe^{2+}$  y rojo oscuro con  $Cu^{2+}$ .

En el cátodo, los iones hidrógeno  $H^+$  (o  $H_3O^+$ ) capturan electrones y son eliminados del sol (agar), como hidrógeno gaseoso, quedando por tanto un exceso de iones hidróxilo. En presencia de oxígeno, puede originarse en el cátodo un exceso de iones hidroxilo, mediante la reacción:



o



En ambos casos, el exceso de  $OH^-$  da lugar a que la fenolftaleína tome un tinte rosa, indicando así el metal catódico.

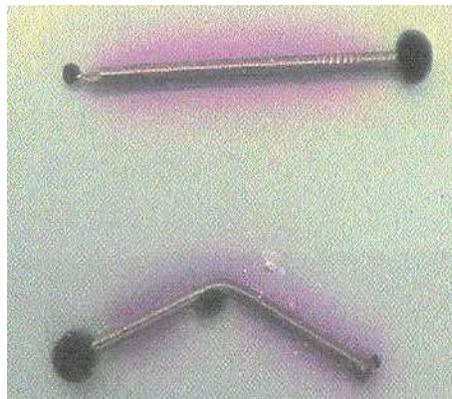


Figura 3E-2.1. Reacciones anódicas y catódicas en la corrosión del hierro

### Material

- 1 caja de petri
- 1 clavo o varilla de aluminio\*
- 1 clavo o varilla de hierro\*
- 1 clavo o varilla de hierro galvanizado\*
- 1 clavo o varilla de hierro pintado\*
- 1 piseta
- 1 vaso de precipitados de 250 ml

### Reactivos

- Agar o gelatina transparente sin color\*
- Agua destilada
- Cloruro de sodio (NaCl)\*
- Indicador de fenolftaleína
- Solución al 0.1 M de hexacianoferrato (III) de potasio
- 1 tirita de magnesio

\* Material que deberá traer el alumno.

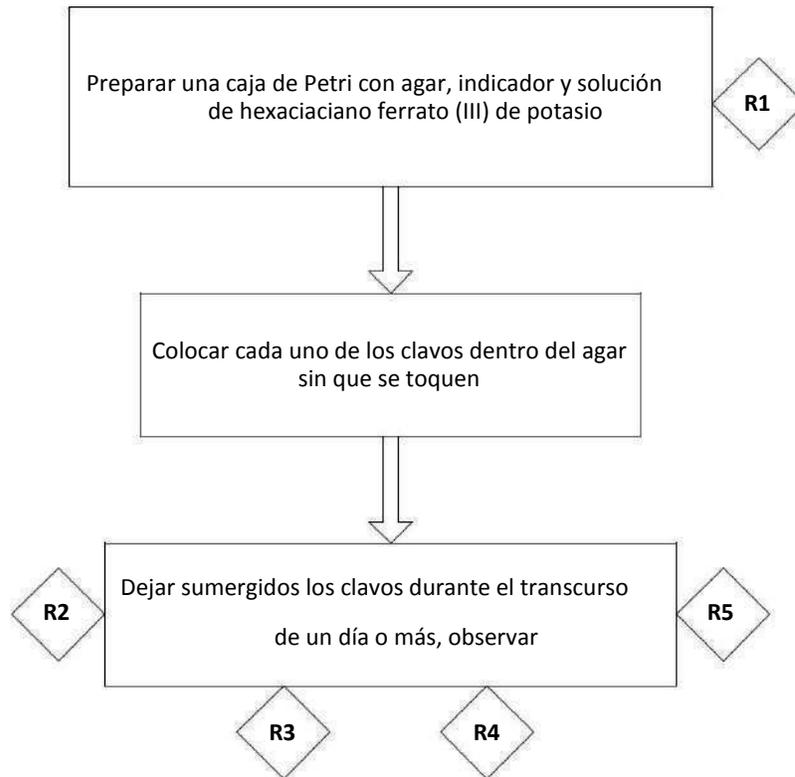
## Procedimiento

- 1) Disolver en 200 ml de agua caliente 2.6 g de agar (o en su defecto, un paquete de gelatina transparente sin sabor). Mezclar agitando con 2 ml de una solución de fenolftaleína y con 2 ml de una solución de hexacianoferrato (III) de potasio 0.1 M. Colocar la solución que se preparó en un recipiente de boca ancha o en una caja de Petri que tenga una profundidad aproximada de 1 cm.
- 2) En el agar líquido (o la gelatina) colocar un clavo de hierro, un clavo de aluminio, un clavo de hierro galvanizado, un clavo de hierro pintado como los que se usan en los pizarrones de corcho, un clavo de hierro pegado a un trozo de magnesio. Separe bien los clavos.
- 3) Marcar el recipiente o la caja de Petri con el número de equipo y dejarla varias horas o durante toda la noche. Utilizar con cuidado la caja de Petri hasta que el agar se haya solidificado.
- 4) Anotar observaciones con respecto a las interacciones de los clavos con las sustancias del agar.

## Cuestionario

1. ¿Cuál de los clavos reaccionó con las sustancias del agar (o la gelatina)?
2. ¿Cuál es la evidencia de la corrosión?
3. Si alguno de los clavos no sufrió corrosión en la solución, ¿puede sugerir una razón de ello?
4. ¿Cuáles métodos se usan comúnmente para evitar o minimizar la corrosión?
5. Una coloración azul en la gelatina se debe a la formación de iones hierro (II) y a su interacción con el ion hexacianoferrato (III). Una coloración rosa o roja se debe a la ganancia de electrones por el oxígeno y por las moléculas de agua, que forman iones básicos hidróxido que vuelven rosa la fenolftaleína. ¿Cuál de estas reacciones es de oxidación y en qué parte del clavo sucede?

## Corrosión del hierro



**R1:** Desechar a la basura.

**R2, R3, R4 y R5:** Enjuagar los clavos y desechar a la basura.



# Práctica 4A-1

## Reacciones redox del hierro

### *Objetivos*

- Identificar las reacciones de óxido-reducción que ocurren en el experimento.
- Observar el cambio de color de soluciones de Fe (II) y Fe (III) con diferentes reactivos.
- Analizar y explicar los cambios de color que suceden en cada uno de los sistemas.
- Examinar cada uno de los procesos y reacciones para posteriormente poder concluir.

### *Introducción*

Podemos empezar diciendo que la corrosión de los metales es en cierto sentido inevitable, una pequeña venganza que se toma la naturaleza por la continua explotación a que la tiene sometida el hombre. Recordemos que los metales, salvo alguna que otra rara excepción, como los metales nobles y (oro, platino, etc., se encuentran en estado nativo en la tierra), no existen como tales en naturaleza, sino combinados con otros elementos químicos formando los minerales, como los óxidos, sulfuros, carbonatos, etc.

Si después de milenios el hierro se encuentra en los yacimientos bajo la forma de óxido, es debido a que este compuesto representa el estado más estable del hierro respecto al medio ambiente. El mineral de hierro más común, la hematita, es un óxido de hierro  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . El producto más común de la corrosión del hierro, la herrumbre, tiene la misma composición química. Un metal susceptible a la corrosión, como el acero, resulta que proviene de óxidos metálicos a los cuales se los somete a un tratamiento determinado para obtener precisamente hierro. La tendencia del hierro a volver a su estado natural de óxido metálico es tanto más fuerte, cuanto que la energía necesaria para extraer el metal del mineral es mayor.

Por lo que hace referencia al metal más comúnmente empleado (el hierro), la presencia de la herrumbre constituye la manifestación de que se está desarrollando

un proceso de corrosión. Pero entonces, la pregunta que nos podríamos hacer es ésta: ¿Qué hay más allá de la herrumbre?

El producto primario de la oxidación del hierro es el hidróxido ferroso blanco  $\text{Fe(OH)}_2$  que a su vez se oxida a hidróxido férrico de color rojizo  $\text{Fe(OH)}_3$ .

Ayudémonos de una experiencia muy sencilla para comprender lo anterior. Veamos el ataque producido por una gota de agua salada. Esta experiencia es debida a Evans, uno de los investigadores que más han contribuido al conocimiento de la corrosión. Evans demostró que en el caso de una gota de agua salada, las diferencias en la cantidad de oxígeno disuelto en el líquido en contacto con la superficie metálica, - lo que se conoce como *aireación diferencial* - crean pilas de corrosión en las que el ataque del metal ocurre en las áreas menos oxigenadas, provocando una corrosión rápida e intensa. Si se deposita una gota de agua salada (agua y cloruro de sodio) sobre la superficie horizontal de una lámina de acero perfectamente limpia y desgrasada, como en la figura, se puede observar, por ejemplo, después de unos 30 minutos, un precipitado en el medio de la gota.

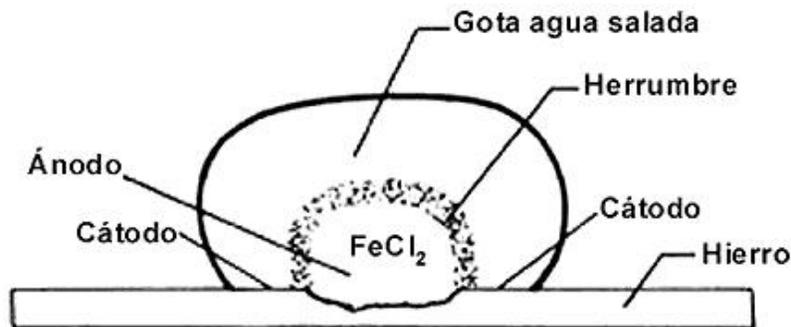


Figura 4A-1.1. Ataque producido por una gota de agua salada

La parte periférica o exterior de la gota, más aireada (con un acceso más fácil para el oxígeno que el centro), juega el papel de lo que hemos llamado cátodo, con relación al centro, que a su vez se convierte en ánodo. Entre estas dos zonas se forma una membrana de hidróxido de hierro (herrumbre). Con ayuda de un tubo capilar, se puede atravesar la membrana y comprobar, en el centro de la gota, la formación de una sal ferrosa ( $\text{FeCl}_2$ , cloruro ferroso).

La presencia de la herrumbre es una manifestación clara de la existencia de corrosión para el caso del hierro y sus aleaciones (aceros). Para la mayoría de los metales, las manifestaciones de la corrosión pueden estudiarse en función de la forma o

tipo de corrosión. En soluciones acuosas o en atmósferas húmedas, como ya se ha indicado, el mecanismo de ataque envuelve algunos aspectos electroquímicos. Debe de existir un flujo de electricidad desde ciertas áreas a otras en la superficie metálica, a través de una solución (electrolito) capaz de conducir la electricidad, tal como el agua de mar o el agua dura (agua con un alto contenido de sales).

### Material

2 pipeta graduada de 10 ml  
 1 probeta de 100 ml  
 1 varilla de vidrio  
 8 vasos de precipitado de 50 ml

### Reactivos

Ácido tánico  $C_{78}H_{52}O_{46}$   
 Hexacianoferrato (II) de potasio  $K_4[Fe(CN)_6]$   
 Hexacianoferrato (III) de potasio  $K_3[Fe(CN)_6]$   
 Sulfato de hierro (II) amoniacal hexahidratado  
 $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$  (5 a 10 g/l)  
 Sulfato de hierro (III) amoniacal  
 dodecahidratado  
 $Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  (5 a 10 g/l)  
 Sulfito ácido de sodio  $NaHSO_3$   
 Tiocianato de potasio KSCN

## Procedimiento

### ***Ion Ferroso, Fe (II)***

- 1) Etiquetar 4 vasos de precipitado numerarlos del 1 al 4.
- 2) A los vasos de precipitado o en matraces Erlenmeyer, agregar una pequeña cantidad de los siguientes cristales y aproximadamente 10 ml de agua: tiocianato de potasio KSCN; hexacianoferrato (II) de potasio  $K_4Fe(CN)_6$ ; ácido tánico  $C_{78}H_{52}O_{46}$  y sulfito ácido de sodio  $NaHSO_3$ .
- 3) Deberá haber un matraz aforado de 100 ml con una solución previamente preparada por el profesor, la cual es sulfato de hierro (II) amoniacal, hexahidratado  $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ .
- 4) Agregar aproximadamente 5 ml de la solución preparada por el profesor a cada uno de los vasos de precipitado, lo cual producirá un color.

## ***Ion Férrico Fe ( III )***

- 1) Etiquetar 4 vasos de precipitado numerarios del 5 al 8.
- 2) Los vasos de precipitado contendrán una pequeña cantidad de los cristales siguientes: tiocianato de potasio KSCN; hexacianoferrato (II) de potasio  $K_4Fe(CN)_6$ ; ácido tánico  $C_{78}H_{52}O_{46}$  y sulfito ácido de sodio  $NaHSO_3$ .
- 3) De igual forma, el profesor preparará una solución de sulfato amonio de hierro (III) dodecahidratado  $Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$  al 5 %.
- 4) Agregar aproximadamente 5 ml de la solución preparada por el profesor a cada uno de los vasos; se producirá un color como el que se indica a continuación.

Nota: La solución 3 tanto del ion ferroso como del férrico será preparada en el momento por el profesor.

## ***Resultados***

Anote los cambios de coloración e investigue cada una de las reacciones que se llevan a cabo.

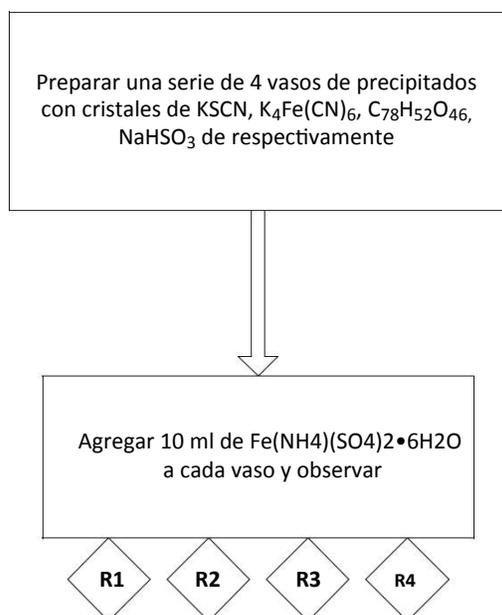
	<b>Fe(II)</b>	<b>Fe (III)</b>
	Color	Color
KSCN		
$K_4Fe(CN)_6$		
$C_{78}H_{52}O_{46}$		
$NaHSO_3$		

## ***Cuestionario***

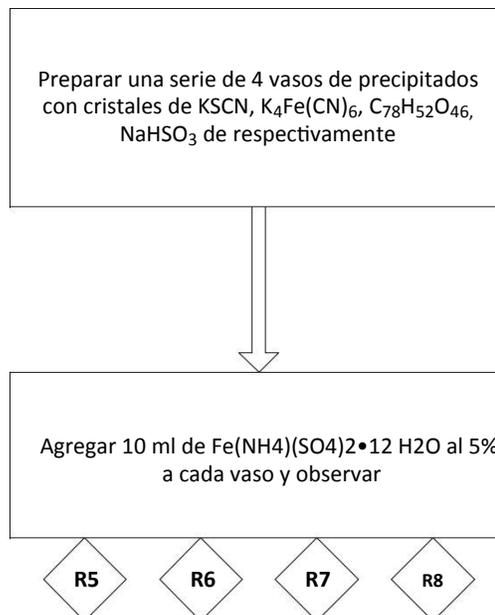
1. Escriba la ecuación que representa a cada una de las reacciones redox.
2. ¿Cómo puede usted diferenciar entre el ion Fe(II) y el ion Fe(III)?
3. ¿Qué puede aprender sobre los procesos redox en este experimento?
4. ¿Qué tienen que ver los colores con los estados de oxidación del hierro?
5. ¿Qué aplicación profesional podría darle a este experimento?

## Reacciones del hierro

### Primera parte



### Segunda parte



**R1, R2, R5 y R6:** Recolectar y enviar a confinamiento.

**R3, R4, R7 y R8:** Guardar para confinar.



# Práctica 4A-2

## Fractales metálicos

### *Objetivos*

- Formar cristales de diferentes metales a partir de una reacción óxido-reducción.
- Integrar conceptos teóricos de óxido-reducción a lo largo del curso.

### *Introducción*

Cuando enfrentamos por primera vez un problema o cuando queremos comprender cómo funciona una cosa, normalmente hacemos simplificaciones. Es tan sencillo como considerar que si estudiamos el movimiento de un cuerpo, conviene despreciar la fricción; que si la Tierra se desplaza alrededor del Sol, ojalá que su trayectoria forme un círculo. Recordemos por un instante el primer dibujo que hicimos de un atardecer en la playa: el Sol redondo como plato; las montañas como triángulos; las gaviotas como dos arcos circulares.

Esta forma de comenzar a entenderse con el mundo que nos rodea es muy útil, tanto si se hace ciencia como en la vida cotidiana; para qué complicar más las cosas. Sin embargo, no siempre queda claro cuál será el mejor camino para lograrlo. Por ejemplo, empeñarse en reproducir con todo detalle un paisaje boscoso utilizando tan sólo elementos de la geometría clásica (círculos, triángulos, esferas, etc.), es una tarea ardua y muchas veces improductiva. Cuando se está interesado en descubrir cómo surgieron las formas y estructuras tan diversas y complejas que encontramos en la naturaleza, uno se pregunta si no habrá otras maneras de representarlas.

Las figuras comunes de la geometría clásica o euclidiana no son las más adecuadas para generar formas complejas como la hoja de un helecho o el perfil de una montaña. Su limitación se debe a que tienden a perder su estructura cuando son ampliadas; un arco de círculo se transforma poco a poco en una recta, la superficie de una esfera se hace cada vez más plana. Esto no es precisamente lo que sucede con las formas naturales; por ejemplo, la superficie rugosa de una roca mantiene prácticamente la misma complejidad a varios niveles de amplificación con el

microscopio. Si analizamos una parte de la roca, y dentro de ella otra más pequeña y así sucesivamente, no por ello nos parecerá cada vez más lisa. De la misma manera que con la roca, podríamos fijar la atención en el ramaje de un arbusto: de una rama salen muchas ramas y en cada una de ellas se repite el mismo esquema. La ampliación de una parte del original es muy similar al original mismo.

Si así son las cosas, ¿por qué no imaginar objetos geométricos que posean la misma propiedad, pero llevada al extremo? Cuerpos que mantengan prácticamente la misma estructura en cada parte, así como en las partes de todas sus partes. En estas condiciones, al ampliarlos, quizá no se conserven exactamente iguales, a lo mejor su ampliación resulta ser una versión distorsionada del original pero el esquema básico permanecerá, independientemente de cuántas veces se amplíen. Es claro que tales objetos son más complicados que un círculo, un cono o una esfera; sin embargo, podemos servirnos de ellos para simplificar nuestros intentos de reproducir la realidad. Basta hacer a un lado la dificultad de la figura y buscar la facilidad en el método de trabajo; quizá así descubramos que detrás del nacimiento o la formación de un cuerpo complejo, no necesariamente se esconde un mecanismo muy elaborado.

A este tipo de formas geométricas que, entre otras propiedades, contienen una imagen de sí mismas en cada una de sus partes, se le llama ahora *fractales*, y hace ya más de una década que inundaron el mundo científico con un conjunto de nuevas reglas para enfrentarse con el reto de conocer y describir la naturaleza. Su lenguaje se permeó a campos increíblemente diversos de las ciencias naturales y sociales, y ha hecho de las matemáticas un instrumento novedoso para las artes.

Las herramientas de la geometría fractal son, hoy en día, elementos insustituibles en el trabajo de muchos físicos, químicos, biólogos, fisiólogos, economistas, etc., pues les han permitido reformular viejos problemas en términos novedosos y tratar problemas complejos de forma muy simplificada. Las formas fractales, que durante mucho tiempo se consideraron meras "monstruosidades" geométricas e inaplicables divertimentos matemáticos, subyacen en fenómenos y estructuras tan variadas como la distribución de las estrellas del universo, la ramificación alveolar en los pulmones, la frontera difusa de una nube, las fluctuaciones de precios en un mercado y aun en la frecuencia de repetición de las palabras de este texto.

Hay fractales en los depósitos y agregados electroquímicos, y en la trayectoria de las partículas de polvo suspendidas en el aire. Fractales escondidos en la dinámica de

crecimiento poblacional de colonias de bacterias, y detrás de todo flujo turbulento. Fractales en todas partes, fractales en una lista interminable de objetos reales que son testigos mudos de una enfermiza obsesión de la naturaleza.

Como entidades geométricas, los fractales tienen características peculiares. Imaginar curvas de longitud infinita que no se extienden en todo el espacio, o concebir un objeto con dimensión *fraccional*, es el tipo de cosas que debemos estar dispuestos a enfrentar. Si la realidad es así, lo que debería asustarnos es lo que durante tanto tiempo concebimos como normal.

La geometría fractal ha generado su propio lenguaje con representaciones mudas de enorme contenido visual. En realidad, se trata de operaciones geométricas para rotar, trasladar, escalar y deformar cualquier figura a nuestro antojo. ¿Cómo funcionan? ¿Qué nos permiten hacer? ¿Qué se necesita para lograrlo? Son algunas de las preguntas que debemos responder, después ya será más fácil servirse de ellas con fines prácticos. Los fractales han revolucionado la tecnología de la generación y reproducción de imágenes. Hoy en día no sólo se les utiliza para almacenar o transmitir señales visuales, sino también para simular paisajes. Hojas fractales para un árbol fractal en un bosque, un planeta, una galaxia digna de la más refinada película de ciencia-ficción.

### Material

Alambre de cobre\*

Alambre de hierro\*

3 vasos de precipitado de 100 ml

\*Material que deberá traer el alumno.

### Reactivos

Cloruro de estaño  $\text{SnCl}_2$  al 5 %

Nitrato de plata  $\text{AgNO}_3$  al 2 %

## Procedimiento

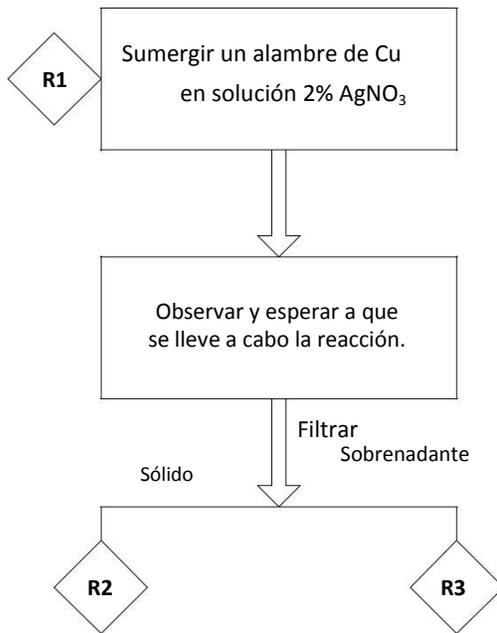
- 1) Árbol de plata: Formar una espiral con el alambre de cobre, sumergirlo en una solución 2 % de nitrato de plata. Puede observar inmediatamente una capa negra sobre el alambre. Después de una hora, observará bonitos cristales de plata. Evite el contacto con la solución del nitrato de plata.
- 2) Árbol de estaño: Sumergir una tira de hierro o un rollo de alambre de hierro en un recipiente con solución de cloruro de estaño. Observar la formación de cristales de estaño.

## *Cuestionario*

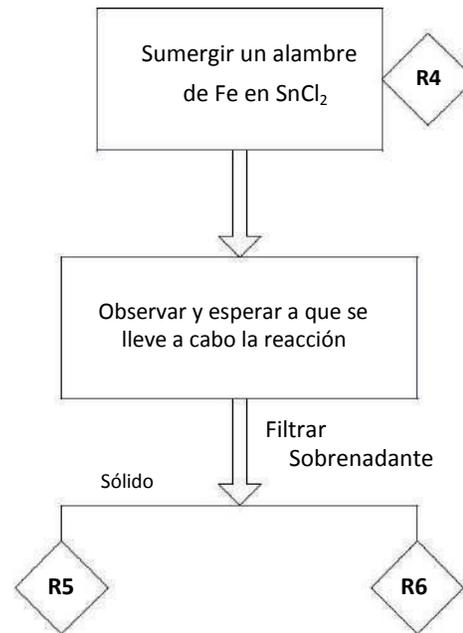
1. Indicar qué elementos se reducen para formar los cristales (árboles) respectivos.
2. Calcular los potenciales totales de reacción.
3. Proponer la formación de un árbol, de un metal y una solución diferente a los experimentos llevados a cabo.
4. ¿Cómo están relacionadas estas reacciones con la serie electromotriz?
5. Investigar y describir brevemente algunas aplicaciones específicas de los fractales.

## Fractales metálicos

### Fractales de plata



### Fractales de estaño



**R1 y R4:** Enjuagar el metal con agua abundante, lijar y guardar para reuso.

**R2 y R5:** Separar cristales para posterior re cristalización.

**R3 y R6:** Guardar para purificación o reuso.



# Práctica 4B-1

## Recubrimiento de una moneda

### *Objetivo*

- Realizar un recubrimiento sobre una moneda de cobre y formar una aleación: latón

### *Introducción*

A menudo es necesario encontrar maneras de sustituir recursos escasos y costosos por otros más económicos y abundantes, sin sacrificar las ventajas importantes de los materiales originales.

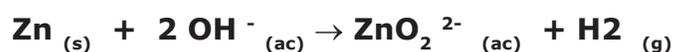
Los centavos de dólar anteriores a 1982, contenían 95 % de cobre y 5 % de zinc. Los precios del cobre se habían elevado de tal manera que el cobre que contenía un centavo de dólar valía más que un centavo de dólar. Cuando se modificó el contenido del centavo de dólar en 1982, se calculó que el país ahorraría de 25 a 50 millones de dólares cada año. Además, las personas podrían retirar las monedas de circulación y venderlas por su contenido de metal. Los centavos actuales contienen 97.6 % de zinc, recubierto por una capa delgada de cobre. El zinc es un metal más abundante y barato que el cobre.

Dentro de la alquimia se buscaba la transmutación (como convertir el plomo en oro) de metales viles en oro y el elixir de la vida. El oro ha sido apreciado desde la antigüedad por su belleza y escasez intrínsecas, además es blando y puede moldearse para crear objetos artísticos, alhajas, etc. Es uno de los metales menos activos, no se oxida en el aire y no reacciona con el agua. El oro se usa principalmente en joyería (73 %), monedas (10 %) y en electrónica (9 %). Su uso en electrónica se debe a su excelente conductividad y su resistencia a la corrosión.

Debido a su preferencia se han inventado muchas aleaciones, la aleación de cobre y zinc es latón. La aleación que generalmente se llama latón tiene una composición de 60-82 % cobre y de 16-40 % zinc, tiene un color amarillo luminoso. El latón es estimado por su color similar al del oro. El latón es un metal bastante suave.

La capa plateada en las monedas de cobre es zinc. La capa dorada que se forma cuando las monedas plateadas son calentadas, es latón. Cuando las monedas de cobre cubiertas con zinc son calentadas, las capas de zinc se unen con la capa subyacente de la moneda, formando una aleación. La temperatura en la que se funde el zinc es de 420 °C; la llama del mechero Bunsen está lo bastante caliente para fundir el zinc. El propio centavo o moneda de cobre, que realmente es una aleación que contiene 95 % cobre y 5 % zinc, tiene un punto de fusión de aproximadamente 1050 °C, debe calentarse por más tiempo para lograr fundirlo en la llama. Las monedas o centavos de E.U.A. acuñados después de 1983, son fabricadas con un centro de zinc y una capa delgada de cobre. Por lo tanto, estas monedas se funden fácilmente en la llama del mechero Bunsen. Cuando una moneda de cobre caliente se aleja de la llama se pondrá negra, como resultado de la formación de una capa de óxido de cobre (II). Si la moneda teñida de negro se sostiene en el cono azul de la llama del mechero, se pondrá cobriza nuevamente. Esto ocurre porque el cono interno de la llama contiene gases, como el metano caliente que puede reducir el óxido de cobre.

La primera reacción que ocurre, es el plateado del cobre con el zinc; éste reacciona con el hidróxido de sodio formando zincato de sodio. Este producto es reducido posteriormente por el cobre a zinc metálico. La segunda reacción es la formación del latón (aleación) de color dorado. El calor causa la fusión del zinc y el cobre. En el hidróxido de sodio acuoso, el zinc se oxida a ion zincato y los iones hidroxilo reducen al hidrógeno.



### Material

3 monedas de cobre\*  
 1 mechero Bunsen  
 3 vasos de precipitados de 150 ml  
 1 vidrio de reloj  
 1 probeta de 20 ml  
 1 pinzas de crisol o tenazas  
 1 tripie

### Reactivos

Ácido nítrico HNO<sub>3</sub> 1.0M  
 Hidróxido de sodio NaOH 50 %  
 Limadura gruesa de zinc  
 Agua destilada

1 tela de alambre

Toallas de papel\*

\*Material que deberá traer el alumno

## *Procedimiento*

- 1) Limpiar tres monedas o láminas de cobre.
- 2) Preparar un tripie con una tela de alambre. Colocar un vaso de precipitados de 150 ml sobre la tela de alambre, como se muestra a continuación:



Figura 4B-1.1

- 3) Pesar aproximadamente 0.2 g de limadura gruesa de zinc o lámina delgada de zinc. Vaciar en el vaso. No usar zinc en polvo, la reacción puede ser demasiado vigorosa y difícil de controlar.
- 4) Con precaución, verter 15 ml de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 50 % en el vaso y cubrir éste con un vidrio de reloj. La disolución de hidróxido de sodio es muy cáustica: daña la piel. Si llegara a caer sobre la piel, lavar de inmediato el área afectada con agua fría de la llave. Colocar un vidrio de reloj encima del vaso de precipitado.
- 5) Calentar el vaso suavemente con el mechero Bunsen hasta que la disolución comience a burbujear. En seguida reduzca la llama del mechero para mantener un burbujeo moderado. Precaución: Evitar la inhalación del vapor que sale del vaso. No permitir que la disolución hierva vigorosamente o que se evapore a sequedad.

- 6) Usar pinzas de crisol o tenazas para agregar con cuidado dos láminas de cobre a la disolución caliente de hidróxido de sodio. No dejar caer las monedas en la disolución, evitar salpicar. Separar la tercera moneda como control, es decir, como muestra no tratada que puede compararse con las monedas tratadas.
- 7) Observar y anotar cualquier cambio en la apariencia de las monedas. Continuar hasta que ya no se observen más cambios.
- 8) Llenar dos vasos de precipitados de 150 ml con agua destilada.
- 9) Con pinzas de crisol o tenazas, retirar las dos monedas de la disolución. Colocar ambas en un vaso con agua destilada. Retirar la llama del vaso que contiene el hidróxido de sodio, pero no desechar la disolución.
- 10) Usar pinzas de crisol o tenazas para retirar las dos monedas del vaso con agua. Enjuagarlas bajo el agua de la llave y secarlas con cuidado con una toalla de papel. Las dos monedas tienen una apariencia plateada. Separar una de las monedas tratadas para comparación posterior.
- 11) Calentar por un momento la otra moneda tratada y secar en el cono azul de la llama del mechero, sosteniéndola en forma vertical con las pinzas de crisol o las tenazas como se muestra en las figuras. Calentar la moneda sólo hasta observar un cambio a coloración dorada, lo que tomará unos segundos. No calentar de más.
- 12) De inmediato sumergir la moneda en el segundo vaso de agua destilada. Anotar sus observaciones.
- 13) Retirar la moneda del vaso de agua. Secarla con cuidado con una toalla de papel.
- 14) Observar la apariencia de las tres monedas. Anotar sus observaciones.
- 15) Al terminar, desechar la disolución de hidróxido de sodio y el zinc ya usado, siguiendo las indicaciones de su profesor.

16) Lavar sus manos perfectamente antes de salir del laboratorio.

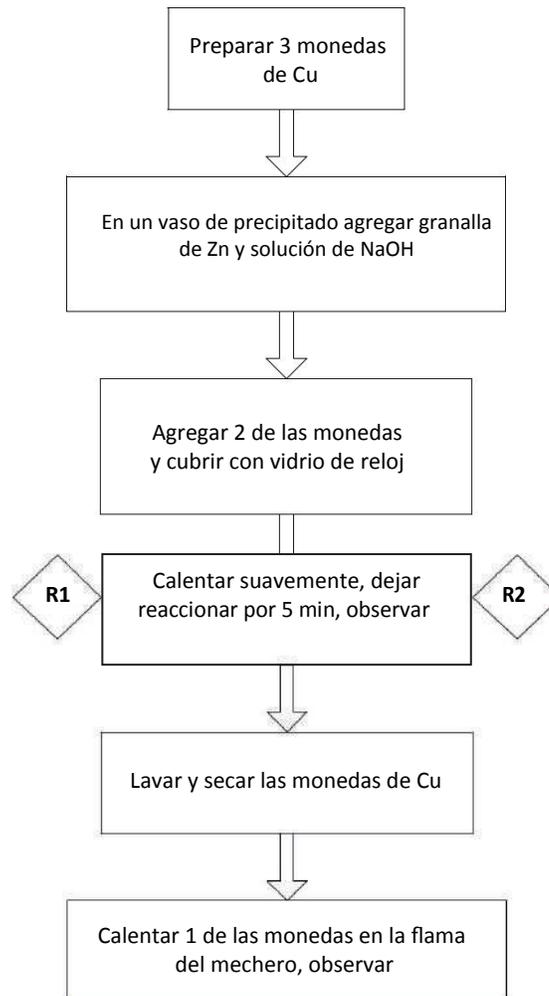
17) Con los datos obtenidos llenar la siguiente tabla:

Láminas	Aspecto
Lámina de cobre sin tratamiento	
Lámina de cobre tratada con Zn + NaOH	
Lámina de cobre tratada con Zn + NaOH y calentada en una llama	

## *Questionario*

1. ¿Qué cambios químicos sufrió la lámina plateada? Explicar.
2. ¿Qué cambios químicos sufrió la lámina dorada? Explicar.
3. Explique qué es una aleación.
4. Indique el nombre y constitución de dos aleaciones diferentes.
5. Investigue de qué están constituidas las actuales monedas mexicanas.

## Recubrimiento de una moneda



**R1:** Recuperar el metal, guardarlo para reuso.

# Práctica 4B-2

## Desplazamiento de estaño por zinc

### *Objetivo*

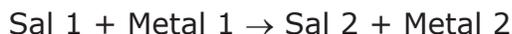
- Analizar los cambios químicos que ocurren cuando se lleva a cabo el desplazamiento de un metal.

### *Introducción*

Las reacciones de desplazamiento son aquellas en las cuales los átomos de un elemento desplazan a átomos de otro elemento en un compuesto, todas las reacciones de desplazamiento simple son reacciones denominadas redox, los elementos que están en un estado de oxidación cero se hacen iones. Estas reacciones simples de desplazamiento se pueden agrupar en tres tipos:

- Un metal de un elemento desplaza a un ion metálico de otro elemento en solución.
- Un metal de un elemento desplaza gas hidrógeno de un ácido o del agua.
- Un elemento halógeno desplaza a otro elemento halógeno.

Estudiaremos en esta parte aquella reacción en la cual al tratar una sal con un metal se produce otra sal y se deposita otro metal.



En este tipo de reacciones se verifica que un elemento ocupa el lugar de otro en un compuesto, es decir, lo desplaza. Es evidente que este tipo de reacciones no pueden producirse en cualquier sentido, habrá reacciones posibles y reacciones no posibles.

Los procedimientos más comunes para recubrir un metal con otro son: la electrolisis, en la que se descomponen las sales de un metal por la corriente eléctrica; la sustitución, en la que las sales del metal a depositar se reducen por el metal soporte y la reducción de sales de un metal por procedimientos catalíticos.

Si tomamos un clavo de hierro y lo introducimos en una solución de sulfato de cobre, en pocos segundos la superficie de hierro se recubre de una capa de cobre. En este caso se está llevando una reacción de sustitución, el hierro del clavo sustituye al cobre. Otras reacciones similares se pueden llevar a cabo para dorar, platear, estañar, etc.

Este tipo de deposición es muy útil pero muy limitado porque el metal a depositar debe ser siempre más electropositivo que el metal base, y la capa que se consigue por este procedimiento es siempre muy fina, puesto que una vez que toda la superficie del metal base tiene una capa que lo proteja, la reacción se detiene.

La deposición catalítica sigue otro proceso. Una disolución de sales de un metal se mezcla con un agente reductor, pero la reducción de ese metal necesita la acción de un catalizador para que reaccione. Si la superficie de un metal actúa como catalizador, entonces el metal base se recubre del metal en cuestión.

### Material

1 probeta

1 varilla de agitación

1 vaso de precipitado de 250 ml

### Reactivos

Ácido clorhídrico HCl

Solución de cloruro de estaño  $\text{SnCl}_2$  al 100 %

Zinc granulado

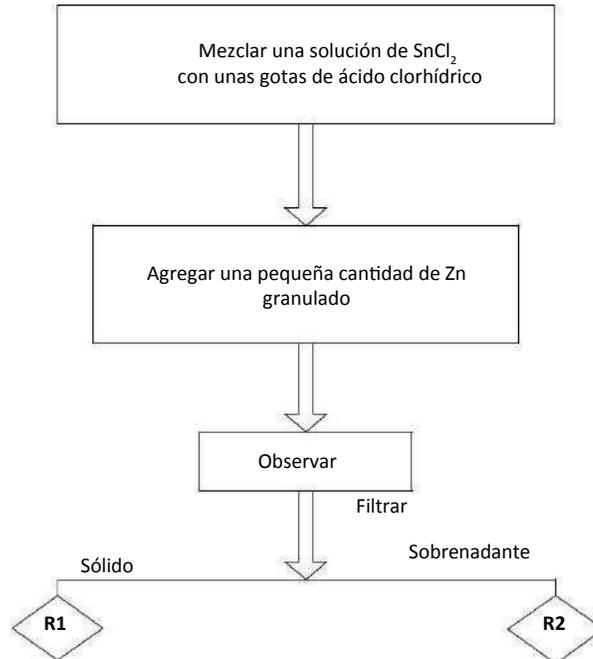
## *Procedimiento*

- 1) Poner 50 ml de solución de  $\text{SnCl}_2$ , en un vaso de precipitado de 250 ml.
- 2) Agregar 1 ml de HCl concentrado y homogeneizar la solución.
- 3) Incorporar una pequeña cantidad de zinc granulado en la solución, cubrir el fondo del vaso de precipitado con zinc.
- 4) Inmediatamente el estaño se comienza a formar, esto se puede observar ya que flota sobre la superficie.

## *Cuestionario*

1. Escribir la ecuación química para esta reacción.
2. ¿Cuál es la razón electroquímica para la reacción?
3. La reacción inversa no puede ocurrir espontáneamente, ¿por qué no?
4. ¿Por qué el estaño flotó en la superficie?
5. ¿Qué aplicación industrial tiene este tipo de reacción?

## Desplazamiento de estaño por zinc



**R2:** Neutralizar y desechar por el drenaje.

# Práctica 4C

## Rendimiento en la electrodeposición

### *Objetivos*

- Conocer los procesos anticorrosivos y aplicar uno de ellos.
- Calcular el rendimiento de electrodeposición en la aplicación de diferentes amperajes.

### *Introducción*

Los procesos de recubrimiento electrolíticos consisten en depositar, por vía electroquímica, finas capas de metal sobre la superficie de una pieza sumergida en una disolución de electrolito. En este proceso, la parte que va a ser recubierta constituye el cátodo de una celda electrolítica. El electrolito es una sal que contiene cationes del metal de recubrimiento, para lo cual se aplica una corriente continua por medio de una fuente de alimentación, tanto a la parte que va a ser recubierta como al otro electrodo. Los campos de aplicación de los recubrimientos electrolíticos son muy diversos. Sin duda los más conocidos son aquellos cuya finalidad es la protección anticorrosión (en los que partes metálicas sensibles se protegen de la corrosión por electrodeposición, para formar una fina capa protectora de metal) o los practicados con fines decorativos. Por ejemplo, entre los primeros (protección anticorrosiva) podemos citar el recubrimiento con cromo (cromado), con níquel (niquelados), zinc (galvanizado) o estaño (estañado). Entre los recubrimientos con fines decorativos, además de algunos de los ya citados (cromado, niquelado), podemos mencionar entre los más conocidos el plateado (recubrimiento con plata), cobreado (recubrimiento con cobre) o el chapado con oro.

Las tecnologías electroquímicas ocupan un lugar de privilegio en la economía moderna, proporcionando materiales, procesos y dispositivos esenciales para el progreso y el bienestar de la sociedad. Los campos de aplicación de los recubrimientos electrolíticos son muy diversos. Sin duda los más conocidos son aquellos cuya finalidad es la protección anticorrosiva o los practicados con fines decorativos. El experimento que se propuso con el objetivo de ilustrar esta parte de la química, fue un sencillo proceso de electrodeposición de cobre. Mediante la construcción de una

**celda electrolítica**, con una fuente externa de alimentación eléctrica, se observó la electrodeposición de una capa de cobre sobre un objeto metálico.

Los estudiantes pueden cuantificar la masa que se ha depositado, así como la masa que ha perdido la lámina de cobre. A partir de estos datos experimentales obtenidos y conociendo el tiempo que ha durado la electrodeposición, así como la intensidad de la corriente que ha circulado y puede comprobarse la validez de la primera ley de Faraday. Esta ley enunciada por Michael Faraday en 1833, indica que: *“La masa de sustancia liberada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha pasado a través del electrolito”*.

El proceso de anodizado consiste en obtener de manera artificial, películas de óxido de mucho más espesor y con mejores características de protección que las capas naturales, éstas se obtienen mediante procesos químicos y electrolíticos. Artificialmente se pueden obtener películas en las que el espesor es de 25/30 micrones en el tratamiento de protección o decoración y de casi 100 micrones con el procedimiento de endurecimiento superficial (*Anodizado duro*).

Podemos decir que el proceso de anodizado consiste en formar artificialmente una capa de óxido de aluminio en la superficie del metal, este procedimiento llevado a cabo en un medio sulfúrico produce la oxidación del material desde la superficie hacia el interior, el material que produce la oxidación, es óxido de aluminio, muy característico por su excelente resistencia a los agentes químicos, dureza, baja conductividad eléctrica y estructura molecular porosa, esta última junto con las anteriores, es la que nos permite darle una excelente terminación, características que la hacen adecuada y valiosa a la hora de elegir un medio de protección para este elemento.

### Material

Alambre de teléfono 1m  
1 amperímetro  
1 pila de 3 volts\*  
1 balanza analítica  
1 pinzas para crisol

### Reactivos

Ácido nítrico  $\text{HNO}_3$   
Agua destilada ( $\text{H}_2\text{O}$ )  
Disolución sulfato cúprico  $\text{CuSO}_4$   
2 placas de cobre\*

- 1 pinzas con nuez
- 1 pinzas para refrigerante
- 1 piseta
- 1 vaso de precipitado de 200 ml
- \* Material que deberá traer el alumno

## Procedimiento

- 1) Limpiar dos placas de cobre con una pequeña cantidad de  $\text{HNO}_3$  (1 M), enseguida lavarlas con agua y finalmente limpiarlas con acetona (en el interior de la campana).
- 2) Secar las placas al ambiente o vacío y pesar cada placa e identificarlas perfectamente.
- 3) Conectar una placa en el polo positivo y la otra en el polo negativo de una batería de 3 volts. Considerar la conexión intermedia al amperímetro (ver la figura 4C.1).

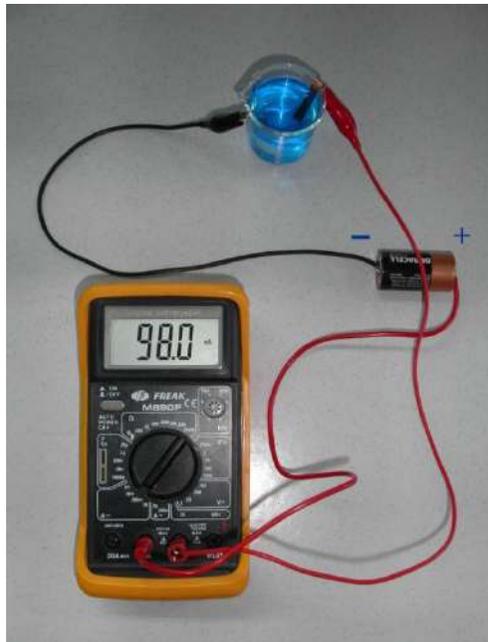


Figura 4C.1

- 4) Introducir las placas dentro de una solución de  $\text{CuSO}_4$  (0.5M) durante 5, 10, 15 minutos.
- 5) Observar y anotar la intensidad de corriente marcada en el amperímetro.
- 6) Sin desconectar las placas de la batería retirarlas de la solución y lavarlas con agua. Desconectar las placas de la batería y lavarlas con acetona, secarlas y pesarlas.
- 7) Calcular el rendimiento electrolítico.

## *Resultados*

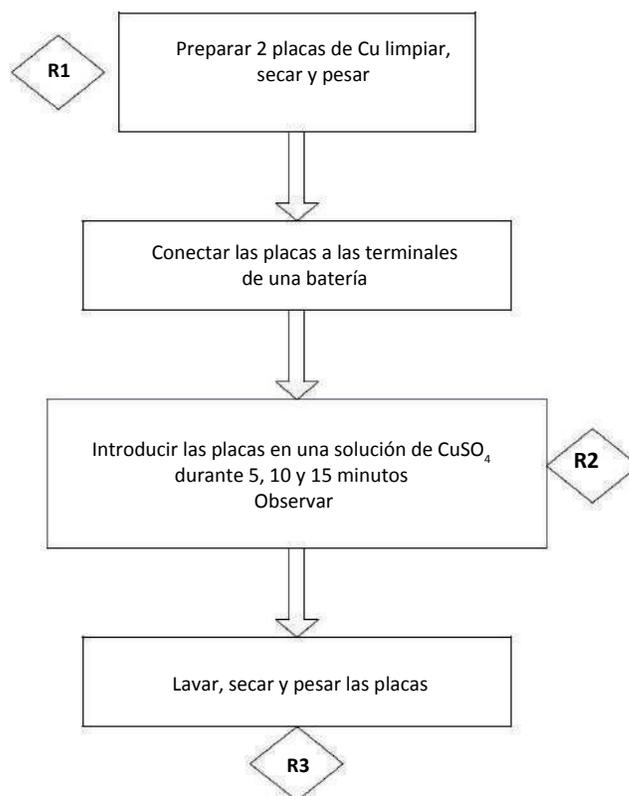
Equipo	Tiempo	Amperaje	Peso de la placa (ánodo)			Peso de la placa (cátodo)			Rendimiento
			Inicial	Final	Diferencia	Inicial	Final	Diferencia	
1	5								
2	5								
3	10								
4	10								
5	15								
6	15								

## *Cuestionario*

1. Indicar el tipo de celda electroquímica construida en la práctica y decir por qué es necesario conectar el sistema a una batería.
2. Describir con sus propias palabras como realizaría un recubrimiento de zinc en un objeto metálico. Proponer los electrodos y la disolución (electrolito). Incluir un esquema de su descripción.

3. Considerando el punto anterior, si se da una intensidad de 0.6 Ampere y un tiempo de 30 minutos calcular:
  - La cantidad de carga eléctrica que circula.
  - La cantidad de sustancia depositada en el cátodo.
4. Explicar la finalidad de efectuar el lavado de las placas con acetona y ácido nítrico 1 M.
5. Investigar otros métodos de recubrimiento para protecciones anticorrosivas.

## Rendimiento en la electrodeposición



**R1:** Neutralizar ácido y desechar por el drenaje.

**R2:** Guardar para recuperación y reúso.

**R3:** Limpiar y guardar para reúso.

# Práctica 4D

## Construyendo una batería sencilla: la celda Gerber

### *Objetivos*

- Aplicar el proceso de oxidación - reducción en la construcción de una pila.
- Utilizar la reacción para construir una celda electroquímica que sea capaz de hacer funcionar un foco de 1.5 V.
- Hacer funcionar un radio de bolsillo de 9 V, conectando en serie las baterías que se construirán en la práctica.

### *Introducción*

La electroquímica es una disciplina que en unión con la termodinámica y la cinética química, fue decisiva en la génesis de la química física como rama definida de la química, gracias a tres figuras relevantes: Arrhenius, Van't Hoff y Ostwald, los "ionistas" según apelativo de sus contemporáneos.

Surge muy tempranamente con el primer experimento en relación con los fenómenos eléctricos en los seres vivos, cuando Galvani en 1791 descubre casualmente la que denominó "electricidad natural".

Posteriormente en 1800, Alessandro Volta construye su famosa pila (formada por muchas placas sucesivas de plata, zinc y tela impregnada de solución salina) y consigue por primera vez obtener energía eléctrica mediante una reacción química.

Fruto del entusiasmo que despertaron las pilas de Volta, fueron los trabajos realizados en 1800 por Nicholson y Carlisle, con el logro de la electrólisis del agua y los de Davy en 1806/1807, con el aislamiento electrolítico de sodio y potasio a partir de sus respectivos hidróxidos. La formulación cuantitativa de las leyes que rigen la electrólisis la propuso en 1834 Michael Faraday, y junto a William Wheel introdujeron la nomenclatura utilizada en estos estudios.

También en 1834, William Grove produce energía eléctrica mediante la reacción de hidrógeno y oxígeno en una célula electroquímica. La importancia de este

experimento fue subrayada por Ostwald en 1894, al indicar que la conversión directa de energía química en energía eléctrica podía lograrse eléctricamente con un buen rendimiento.

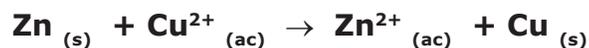
Un momento clave en la historia de la electroquímica es el desarrollo del brillante tratamiento termodinámico de las células electroquímicas en equilibrio, cuando no pasa corriente neta a través de las interfases de las células, realizado por Nernst a partir de 1891. La ecuación de Nernst es la más conocida de la electroquímica clásica.

Como consecuencia del bloqueo producido en el tratamiento cinético de las interfases, la atención de los electroquímicos se centró en el estudio de las disoluciones electrolíticas. Buen ejemplo de ello es la famosa teoría mecanoestadística de Debye-Huckel (1923), basada en las ideas desarrolladas anteriormente por Clausius, quien en 1857 probó la existencia de iones en disolución por Arrhenius, quien en 1887, con su teoría de la disociación de electrolitos, expuso conceptos revolucionarios para su época, y por Gouy-Chapman para la estructura de la doble capa difusa (1910-1913). También obtuvo gran resonancia el tratamiento teórico para la conductividad de las disoluciones electrolíticas llevado a cabo por Debye, Huckel y Onsanger (1923-1928), gracias a las aportaciones de Hittorf (1853-59) por su método para evaluar números de transporte Kohlrausch (1869-80), quien además de la relación empírica entre la conductividad equivalente y la concentración, estableció la ley de la migración independiente de los iones a difusión infinita y por Ostwald (1888), por su ley de dilución para soluciones de electrolitos débiles.

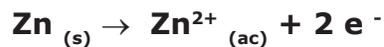
A partir de 1950 se abandona definitivamente la concepción, esencialmente la termodinámica y la electroquímica empieza a tener un carácter cinético-molecular y estructural, centrándose en la electródica. A partir de 1960 se inicia el desarrollo de la electroquímica cuántica al considerar que la transferencia de electrones, a través de la interfase, no tiene lugar clásicamente sino a través de un efecto túnel. Hay que destacar los trabajos de R. Marcus, realizados a partir de 1965, sobre las reacciones de transferencia electrónica y desarrollos más complejos que han aparecido en los últimos años. Recientemente también se han desarrollado, y en la actualidad, se siguen desarrollando una gran cantidad de métodos electroquímicos encaminados al estudio estructural y cinético de todo tipo de procesos de electrodo, como son estructura de la interfase, adsorción, electrocristalización, electrodos modificados, una gran variedad de mecanismos electródicos, fotoelectroquímica, etc. Estos estudios han hecho necesario el establecimiento de unas bases teóricas

muy amplias, que hacen uso de métodos analíticos y de métodos de simulación. También está adquiriendo un gran auge la bioelectroquímica.

Las pilas voltaicas (o galvánicas) son células electroquímicas en las que tiene lugar espontáneamente un proceso de oxidación-reducción que produce energía eléctrica. Para que se produzca un flujo de electrones, es necesario separar físicamente las dos semirreacciones del proceso. Una de estas reacciones ocurre al introducir la lámina de Zn en una disolución que contiene iones cúpricos (por ejemplo, sulfato cúprico de color azul). Se observa que la solución se decolora y simultáneamente se deposita cobre metálico sobre la lámina. Por otra parte, analizando el contenido de la disolución, se detecta la presencia de iones  $\text{Zn}^{2+}$ . Todo ello pone de manifiesto que ha tenido lugar espontáneamente la siguiente reacción redox:



Esta reacción, en la que está basada la pila de Daniell, se produce por una mayor tendencia de los iones  $\text{Zn}^{2+}$  al estar en disolución que los iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Cada ion  $\text{Zn}^{2+}$  que se disuelve deja libres dos electrones en la lámina que son captados por un ion  $\text{Cu}^{2+}$  de la disolución, reduciéndose a Cu metálico. Los iones sulfato quedan como "espectadores" del proceso. Para que se produzca una corriente continua es necesario que los electrones pasen por un circuito eléctrico externo, lo que ocurre cuando se separan las dos semirreacciones en diferentes compartimientos:



De esta forma, los electrones liberados en la reacción de oxidación del Zn pasan por un conductor para reducir el ion  $\text{Cu}^{2+}$ . La separación de ambos procesos puede realizarse utilizando un tabique poroso o utilizando dos recipientes unidos por un puente salino, como se ilustra en la figura que aparece en la siguiente página.

Un puente salino es un tubo en forma de U, que contiene una disolución concentrada de electrolito inerte respecto al proceso redox (por ejemplo KCl). El puente salino cumple tres funciones: permite el contacto eléctrico entre las disoluciones, impide que se mezclen y mantiene la neutralidad eléctrica en cada semipila.

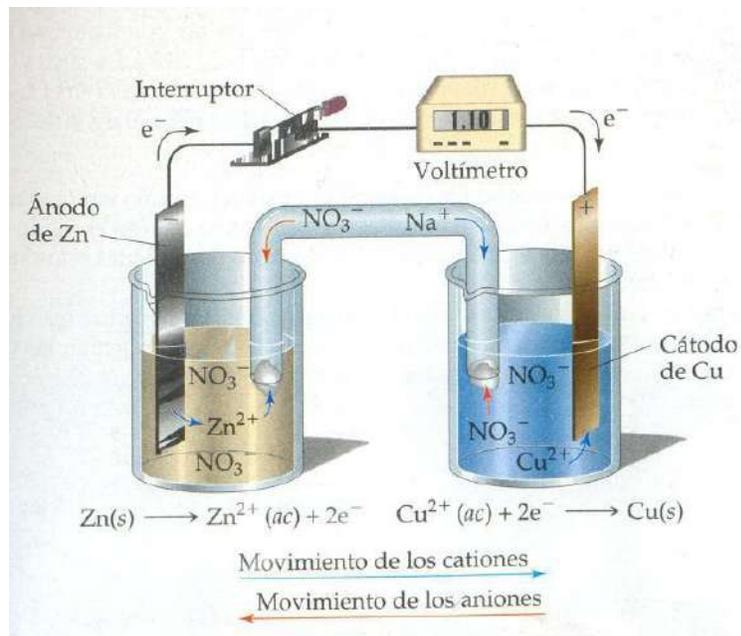


Figura 4D.1

A medida que transcurre el proceso, la lámina de zinc se va disolviendo y perdiendo peso, mientras que lo gana la de cobre, al depositarse cobre metálico sobre ella. En las disoluciones, la concentración de iones  $\text{Zn}^{2+}$  va aumentando, mientras que la concentración de iones  $\text{Cu}^{2+}$  va disminuyendo. Al cabo de cierto tiempo la pila se agota.

Se debe tener cuidado respecto a los signos de los electrodos de la celda voltaica. Los electrones se liberan en el ánodo y fluyen fuera de él. Como los electrones tienen carga negativa, se otorga al **ánodo un signo negativo**. Por el contrario, los electrones fluyen desde el cátodo a la solución, de ésta manera se da un **signo positivo al cátodo**, por que atrae los electrones negativos.

### Material

Caimanes (varios)\*  
 1 foco de 1 V\*  
 1 frasco gerber\*  
 1 tapón de caucho de diámetro de la boca del frasco gerber\*  
 1 tubo de diálisis o bolsa de celofán pequeña\*

### Reactivos

Ácido nítrico diluido ( $\text{HNO}_3$ )  
 Ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) 1M  
 Agua ( $\text{H}_2\text{O}$ )  
 Metal de cobre\*  
 Metal de magnesio  
 Sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ ) 0.5M

1 radio de 9 volts\*

Sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

\*Material que deberá traer el alumno

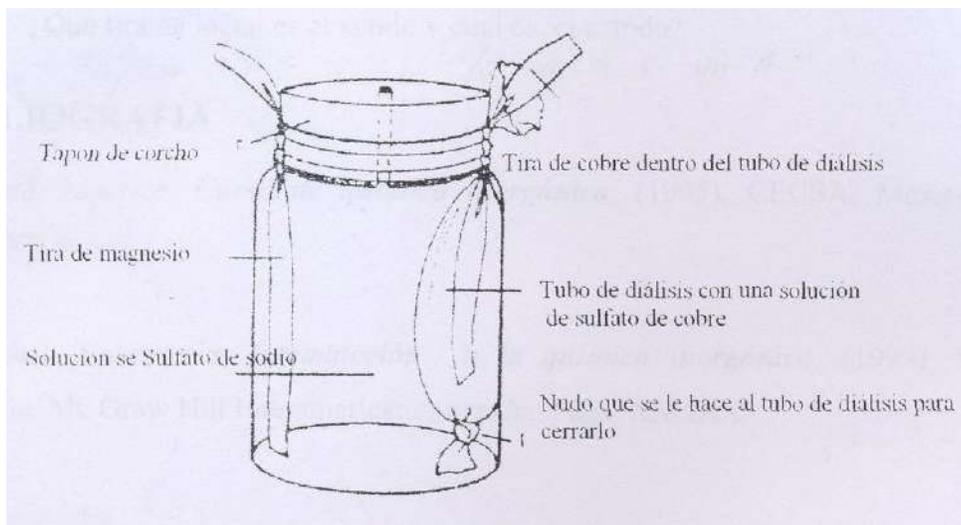


Figura 4D.2

## Procedimiento

- 1) Construir la batería de acuerdo a la figura 4D.2. Usar un frasco gerber y un tapón de caucho del diámetro del frasco gerber, con un orificio en el centro (para permitir el escape de  $\text{H}_2$  y  $\text{O}_2$  debido a la electrolisis del agua).

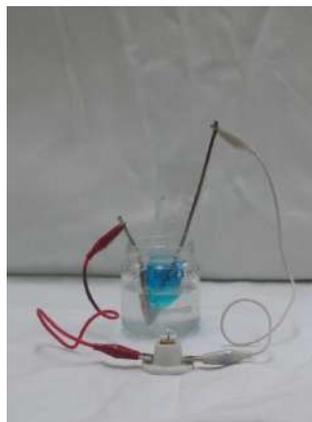


Figura 4D.3

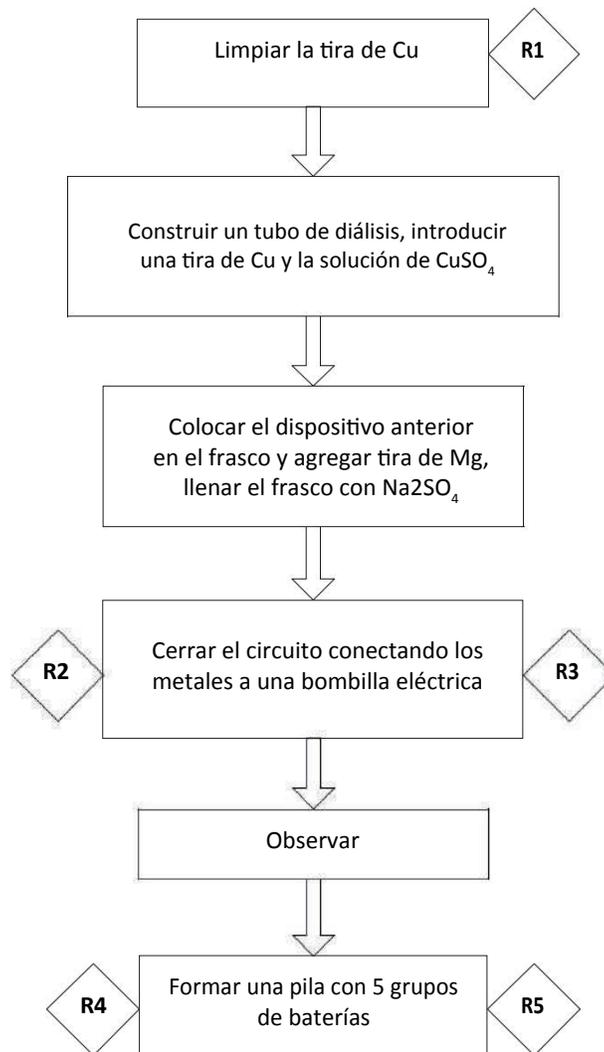
- 2) Cortar tiras de metal de cobre para introducir en el frasco; aproximadamente +/- 2.5 cm más larga que la longitud del frasco. Cortar la tira de magnesio de la misma longitud.

- 3) Si la tira de cobre no es brillante, sumergirla en una solución de  $\text{HNO}_3$  por unos segundos. Enjuagarla con abundante agua.
- 4) Cortar a 16 cm de longitud el tubo de diálisis y sostenerlo bajo el agua hasta que se ponga flexible. Hacer un nudo en un extremo del tubo de diálisis para formar una bolsa; insertar la tira de cobre dentro de la bolsa y llenarla con una solución de sulfato de cobre.
- 5) Poner la tira de magnesio en el frasco y llenar éste con la solución de sulfato de sodio.
- 6) Insertar el tapón de forma que sostenga las tiras de metal y la bolsa de diálisis quede sujeta.
- 7) Observar la reacción.
- 8) Conectar un alambre a cada una de las láminas y a su vez extremos a una bombilla eléctrica (1.5 V).
- 9) Conectar esta pila en serie con las construidas por otros equipos de estudiantes, utilizando caimanes para conectarlos. Este conjunto operará un juguete, un radio o una calculadora que requiera 9 V por varias horas.

## *Questionario*

1. ¿En cuál electrodo se lleva a cabo la oxidación? ¿Qué signo tiene?
2. Indicar el flujo de electrones en esta reacción. ¿Cuál se oxida y cuál se reduce?
3. Escribir las reacciones que ocurren en la batería del automóvil.
4. Explicar lo que ocurre cuando la batería del automóvil se descarga.
5. Investigar la aplicación y funcionamiento de las celdas de mercurio.
6. Investigar la aplicación y funcionamiento de las celdas de combustible.

## Construyendo una batería sencilla: la celda Gerber



**R1:** Neutralizar la solución ácida y tirarla al drenaje.

**R2:** Enjuagar el tubo de diálisis y tirarlo a la basura.

**R3:** Las hojas de Cu y de Mg lavarlas, secarlas y guardarlas para reuso.

**R4:** La solución de CuSO<sub>4</sub> guardar en un frasco etiquetado para reuso.

**R5:** La solución de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> guardar en un frasco etiquetado para reuso.



# Práctica 4E-1

## Electrodeposición de cobre

### *Objetivo*

- Realizar un electrodeposito o recubrimiento de cobre sobre una llave de casa.

### *Introducción*

Cuando se aplica corriente eléctrica directa a una solución que contiene iones en contacto con electrodos metálicos, a un determinado potencial característico de los iones en solución, se produce una reacción de reducción en el cátodo y simultáneamente una reacción de oxidación en el ánodo del circuito de electrólisis. Si el compuesto reducido u oxidado es de naturaleza sólida, el fenómeno se denomina electrodeposito.

Al mínimo potencial característico aplicado para que se produzcan simultáneamente las reacciones en los electrodos, se le denomina potencial de descomposición ( $E_d$ ), y su valor depende de varios factores como la naturaleza química de los electrodos metálicos, el despolarizante, el solvente, la composición de la solución, el pH, etc.

Experimentalmente se aplica un potencial  $E_{ap}$  mucho mayor que el potencial de descomposición, con la finalidad de obtener un exceso de potencial  $E_{ex}$  sobre la superficie de los electrodos metálicos, que permita obtener una densidad de corriente (D.C.), de la que va a depender la velocidad de depósito de los iones sobre la superficie de los electrodos; y por otra parte, vencer la resistencia total  $R_t$  de la solución y de los conductores metálicos del circuito exterior. Así se tiene que:

$$E_{ap} = E_d + E_{ex}$$

$$E_{ap} = E_d + I R_t$$

$$D.C. = I/A$$

En las ecuaciones anteriores, los potenciales  $E_{ap}$ ,  $E_d$  y  $E_{ex}$  se miden en volts; es la intensidad de corriente eléctrica sobre la superficie de los electrodos en amperes,  $R_t$  es la resistencia total medida en ohms y  $A$  el área total exterior de los electrodos en  $dm^2$ .

Si en una solución electrolítica están presentes varios iones, el depósito de cada uno de ellos depende de su potencial de descomposición. En caso de ser iguales, debido a la variación de concentración de uno de ellos, los dos iones se depositan simultáneamente sobre el mismo electrodo. Para calcular el potencial de descomposición de un ion, que se va a depositar como sólido sobre un electrodo, se aplica la ecuación siguiente:

$$E_d = (E_a - E_c) + (E_{sva} + E_{svc}).$$

La diferencia  $(E_a - E_c)$  representa el potencial de la celda electroquímica formada por los electrodos y la solución electrolítica, cuyo potencial es necesario vencer aplicando un potencial exterior desde una fuente generadora de fuerza eléctrica motriz (f.e.m.).  $E_{sva} + E_{svc}$  representa los sobrevoltajes de ánodo y cátodo respectivamente, que son datos experimentales que dependen de las condiciones de la electrólisis. Para calcular  $E_a$  y  $E_c$  se utiliza la ecuación de Nerst.

### Material

Alambre 50 cm\*  
 Caimanes (varios)\*  
 Cinta adhesiva\*  
 1 cuchara\*  
 1 llave\*  
 6 pila 1.5 Volts tipo "D"\*  
 1 varilla de vidrio (agitador)  
 1 recipiente de plástico, cartón o vidrio  
 \* Material que deberá traer el alumno

### Reactivos

Sal (Na Cl)\*  
 Tira de cobre\*  
 Vinagre\*

## Procedimiento

- 1) Lavar, limpiar y secar la llave preferentemente.
- 2) Verter 50 ml de vinagre casero en un vaso de precipitados (o hasta el volumen aproximado que cubra la llave).
- 3) Agregar una cucharada de sal y agitar. Si toda la sal se disuelve, continuar agregando hasta que el vinagre no disuelva más sal, en este punto la sal empezará a asentarse en el fondo del recipiente. Esto es lo que llamamos una solución saturada, que es la que se requiere.
- 4) Unir las pilas y cubrirlas para mantener la conexión continua.
- 5) Tomar la mitad del alambre con un caimán y fijar uno de los extremos a la laminilla de cobre y el otro extremo a la parte alta de la pila (polo positivo). Si no se tiene manera de fijarlo, utilizar una cinta adhesiva.

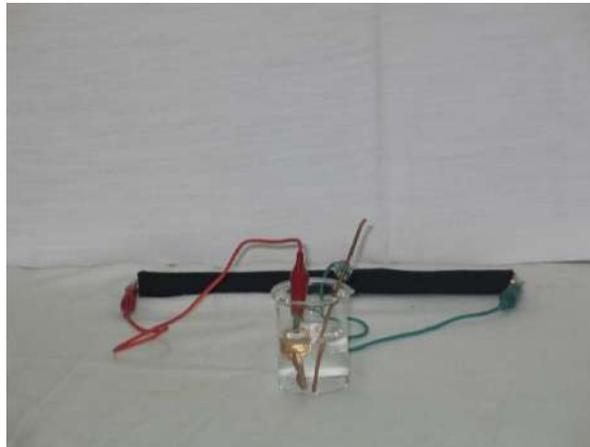


Figura 4E-1.1

- 6) Similarmente conectar la parte baja de la pila (polo negativo) a la llave u objeto que se haya decidido cubrir, usando el otro tramo de alambre. Únicamente enredando el alambre a través del agujero de la llave y torciéndolo será suficiente. La llave deberá estar limpia y seca.
- 7) Ahora sumergir la tira de cobre y la llave en la solución de vinagre y sal asegurándose que no se toquen las dos piezas de metal una con otra. Pronto se notará que se forman burbujas sobre la llave y que el color de la solución cambia, como se muestra a continuación:

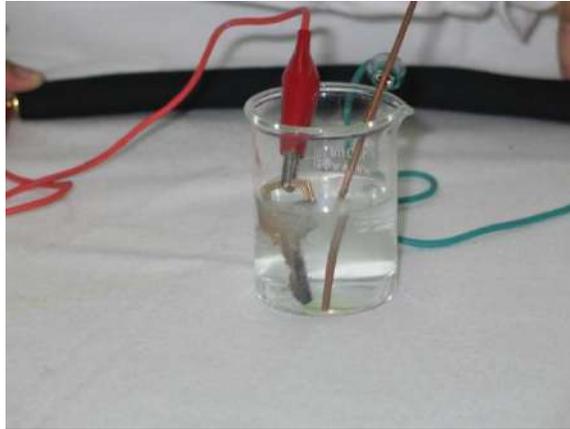


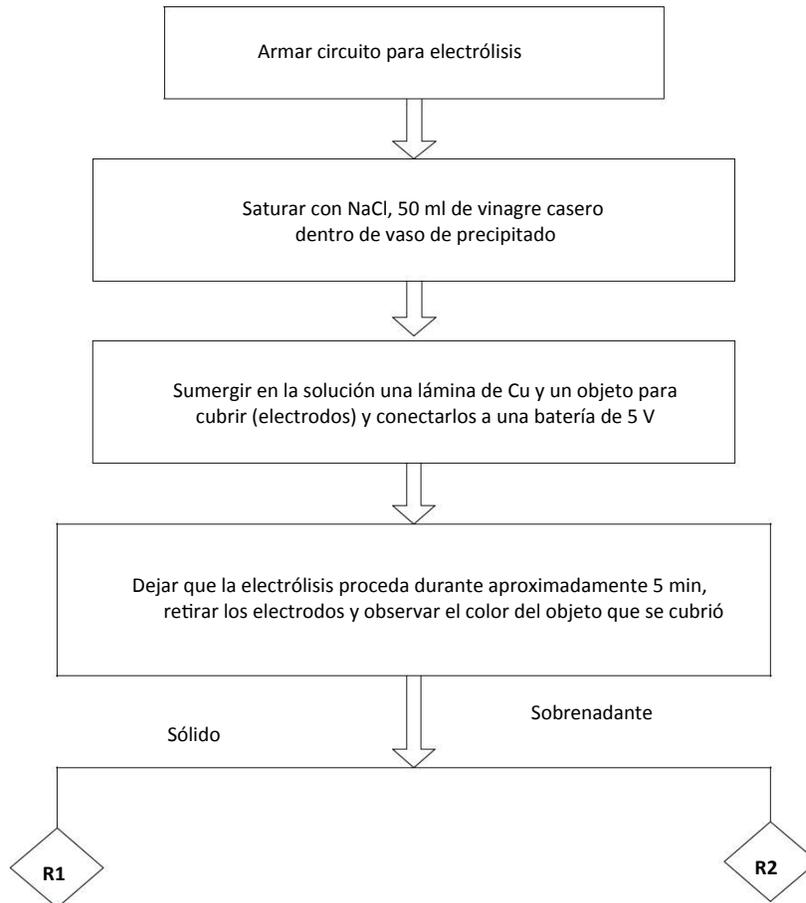
Figura 4E-1.2

Lo que realmente está pasando, es que el cobre de la laminilla se está disolviendo y moviéndose a través de la solución debido a la corriente, y se está depositando sobre el objeto metálico; al mismo tiempo se está liberando  $H_2$  proveniente del agua del vinagre, y se forman burbujas sobre la llave. Estas burbujas deben barrerse periódicamente o la acción de electrorecubrimiento se hará más lenta; después de un tiempo podría verse un recubrimiento delgado de cobre. Eventualmente se tendrá una llave bonita y brillante de color cobrizo.

## *Questionario*

1. ¿Qué tipo de celda electroquímica se forma?
2. Explicar por qué es necesario saturar la solución con sal.
3. Explicar por qué se usa vinagre e indicar que otros reactivos podrán utilizarse.
4. Investigar en qué procesos de fabricación se utiliza la electrodeposición.
5. Investigar qué otros metales podrían electrodepositarse.

## Electrodeposición de cobre



**R1:** Neutralizar el líquido y desechar por el drenaje.

**R2:** Separar el sólido para recristalizar.



# Práctica 4F

## Electrólisis del yoduro de potasio

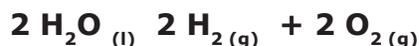
### *Objetivos*

- Describir una celda de electrólisis como ejemplo de una reacción de óxido-reducción no espontánea.
- Identificar por medio de reacciones, las especies químicas formadas en el ánodo y en el cátodo.

### *Introducción*

La electrólisis es una parte de la química que estudia la transformación de las reacciones químicas mediante la corriente eléctrica. De acuerdo con sus raíces griegas, *electro* (electricidad) y *lisis* (rompimiento), quiere decir rompimiento o descomposición de las sustancias por medio de la electricidad.

La electrólisis del agua conduce a la formación de dos gases: H<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>, en proporción 2:1 respectivamente, la oxidación que se verifica en el ánodo produce gas oxígeno, mientras que la reducción en el cátodo produce gas hidrógeno:



Sin embargo, la electrólisis de algunas soluciones acuosas de sales, puede conducir a la oxidación o reducción de los iones de la sal, si estos iones son más fáciles de oxidar o reducir que el agua.

Se denomina electrólisis al proceso en el cual se utiliza energía eléctrica para inducir una reacción química que no es espontánea. Este proceso se lleva a cabo en un dispositivo que se conoce como **celda electrolítica**.

Una celda electrolítica consiste en tres elementos básicos:

- a) Dos electrodos, en donde se lleva a cabo el intercambio de electrones.
- b) Un conductor electrónico que conecte a los electrodos, generalmente se usa un alambre.

- c) Un conductor iónico o electrolito que cierra el circuito mediante la transferencia de carga debida al movimiento de iones.

La factibilidad de que una reacción ocurra en forma espontánea o no, depende de los potenciales eléctricos relativos de las semirreacciones redox involucradas.

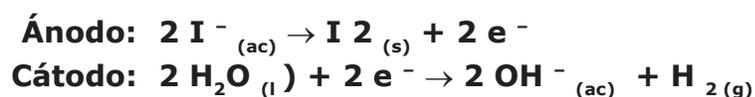
La electroquímica tiene gran importancia individual y económica. Mediante la electrólisis es posible producir gases como hidrógeno, cloro y flúor; obtener metales como cobre, cadmio, cinc, mercurio y aluminio en alto grado de pureza; recubrir objetos metálicos y no metálicos con capas delgadas de otro metal para darles características deseadas (galvanotecnia).

Esta reacción puede llevarse a cabo a escala industrial para preparar estos gases con un alto grado de pureza. Desde luego, el empleo de energía eléctrica es costoso, pero a veces este gasto se ve compensado con el bajo contenido de impurezas que poseen las sustancias obtenidas o purificadas por métodos electroquímicos, justificándose su empleo en la industria.

Un ejemplo de interés tecnológico de aplicación de la electrólisis, es la obtención de aluminio. Este elemento es uno de los más abundantes en la corteza terrestre, pero debido a su gran reactividad frente al agua y aire, en la naturaleza lo encontramos en forma de bauxita fundida ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). El aluminio metálico se obtiene por electrólisis de la bauxita fundida; este proceso demanda gran cantidad de energía eléctrica. El reciclado de aluminio, a partir de las latas, consiste en calentar el material a reciclar hasta la temperatura de fusión del aluminio ( $660\text{ }^\circ\text{C}$ ). De este modo es posible ahorrar alrededor de un 90 % de energía y se evita además la acumulación de grandes cantidades de residuos, problema que afecta principalmente las áreas urbanas altamente pobladas.

En esta práctica el ion yoduro es oxidado en el ánodo (+) y el agua es reducida en el cátodo (-). Aunque la solubilidad del yodo en el agua es baja ( $0.03\text{g}/100\text{ml}$ ), a medida que el yodo se forma en el ánodo, reacciona con los iones yoduro formando el ion complejo triyoduro,  $\text{I}_3^-$  que es el responsable de producir un color castaño claro.

En el cátodo se produce el gas hidrógeno, lo que se puede observar mediante el desprendimiento de burbujas. Las reacciones efectuadas son:



Y en el cátodo la presencia de hidróxidos se detecta cuando la fenolftaleína vira a color rosa, color característico del indicador en un medio alcalino.

### Material

Alambre de cobre\*

2 barras de grafito\*

Caimanes (varios)\*

1 fuente de poder de 12 V

u 8 pilas de 1.5 V\*

1 caja de petri

\*Material que deberá traer el alumno

### Reactivos

Indicador de fenolftaleína

Solución de yoduro de potasio 0.5 M

## Procedimiento

- 1) Montar un aparato de electrólisis como el que se muestra en la figura 4F.1



Figura 4F.1

- 2) Añadir suficiente solución de yoduro de potasio 0.5 M en una caja petri, hasta tres cuartas partes.
- 3) Sumergir las puntas de dos barras de grafito dentro de la solución y conectar cada una a un caimán.
- 4) Conectar los cables del caimán a una fuente de poder de 12 volts.
- 5) Dejar que la electrólisis proceda durante 15 minutos aproximadamente.
- 6) Anotar cualquier cambio de color. Observar la magnitud de la difusión del color marrón desde el lado del ánodo al del cátodo.

- 7) Retirar con cuidado los electrodos de grafito, con ayuda de un gotero tomar aproximadamente 2 ml del líquido del lado incoloro, añadir unas gotas de indicador de fenolftaleína, observar el cambio de coloración como evidencia de la reacción.

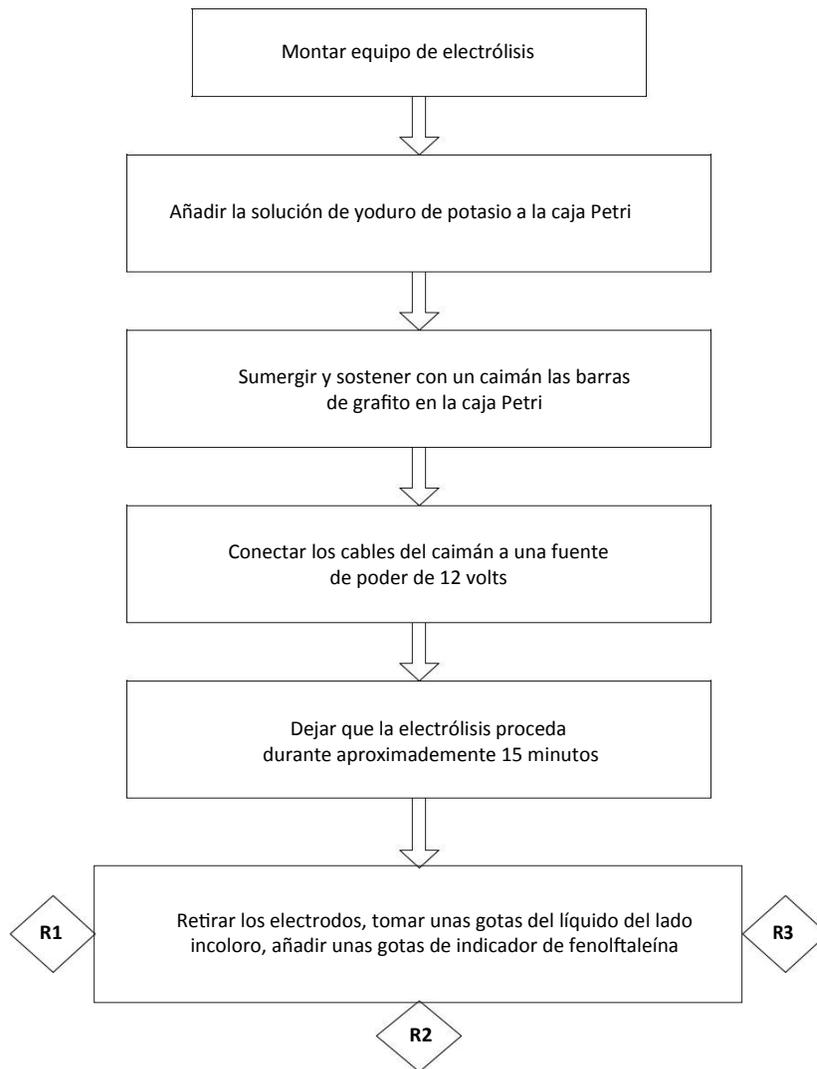


Figura 4F.2

## *Questionario*

1. Escriba la ecuación completa de óxido reducción.
2. ¿Por qué se produce yodo a partir de yoduro de potasio?
3. ¿Por qué el indicador cambia a color rosa?
4. Explique qué diferencia existe entre las celdas electroquímicas y las electrolíticas.
5. Investigue qué procesos electrolíticos se llevan a cabo para purificar metales.

## Electrólisis de yoduro de potasio



**R1:** Neutralizar las soluciones básicas obtenidas y desechar por el drenaje.

**R2:** Recolectar el producto de reacción y confinar.

**R3:** Guardar la solución de KI en frasco etiquetado para reuso.



# Práctica 5A

## Identificación de polímeros industriales (plásticos)

### *Objetivos*

- Analizar las muestras de diferentes plásticos por medio de observaciones iniciales, pruebas de combustión, prueba de la flama y solubilidad.
- Clasificar los plásticos por el tipo de polímero, con base a los resultados de las pruebas.

### *Introducción*

Una macromolécula está formada por la unión de varias moléculas pequeñas, las cuales presentan una alta masa molecular que puede ir desde 10,000-100,000 g/mol. La macromolécula está constituida por un conjunto de átomos unidos por enlaces covalentes y sólo presenta diferencias en el número de átomos unidos entre sí, por tanto, todas las características de la molécula sirven también para la macromolécula.

La polimerización es el proceso por el que se combinan muchas moléculas pequeñas denominadas monómeros, para formar moléculas más grandes denominadas polímeros. La polimerización es una reacción química realizada mayormente en presencia de un catalizador que se combina para formar moléculas gigantes.

Los polímeros tienen propiedades físicas y químicas muy diferentes constituidas por moléculas sencillas. Los que se obtienen industrialmente se conocen como plásticos, éstos también pueden ser llamados homopolímeros, que se producen cuando el polímero es formado por la polimerización de monómeros iguales.

Muchos monómeros también forman polímeros con pérdida simultánea de una pequeña molécula, como la del agua, la del monóxido de carbono o del cloruro de hidrógeno. Estos polímeros se llaman de condensación y sus productos de descomposición no son idénticos a los de las unidades respectivas del polímero. Un

ejemplo típico de polímero de condensación es la polimerización de glucosa, donde se produce celulosa, un polímero natural, que va acompañado por pérdida de agua y celulosa.

Polímeros proviene de las palabras griegas *poly* y *mers*, que significa muchas partes; son grandes moléculas o macromoléculas formadas por la unión de muchas pequeñas moléculas: sustancias de mayor masa molecular entre dos de la misma composición química, resultante del proceso de la polimerización.

Cuando se unen entre sí, más de un tipo de moléculas (monómeros), la macromolécula resultante se denomina copolímero. Como los polímeros se forman usualmente por la unión de un gran número de moléculas menores, tienen altos pesos moleculares. Es frecuente que los polímeros tengan pesos moleculares de 100.000 o mayores.

Los polímeros pueden ser de tres tipos:

- a) Polímeros naturales: provenientes directamente del reino vegetal o animal. Por ejemplo: celulosa, almidón, proteínas, caucho natural, ácidos nucleicos, etc.
- b) Polímeros artificiales: son el resultado de modificaciones mediante procesos químicos, de ciertos polímeros naturales. Ejemplo: nitrocelulosa, etonita, etc.
- c) Polímeros sintéticos: son los que se obtienen por procesos de polimerización controlados por el hombre a partir de materias primas de bajo peso molecular. Ejemplo: nylon, polietileno, cloruro de polivinilo, polimetano, etc.

### ***Propiedades físicas de los polímeros***

- Estudios de difracción de rayos X sobre muestras de polietileno comercial, muestran que este material, constituido por moléculas que pueden contener desde 1.000 hasta 150.000 grupos  $\text{CH}_2 - \text{CH}_2$ , presentan regiones con un cierto ordenamiento cristalino, y otras donde se evidencia un carácter amorfo: a éstas últimas se les considera defectos del cristal.
- En este caso las fuerzas responsables del ordenamiento cuasicristalino, son las llamadas fuerzas de Van der Waals.

- En otros casos (nylon 66) la responsabilidad del ordenamiento recae en los enlaces de H.
- La temperatura tiene mucha importancia con relación al comportamiento de los polímeros.
- A temperaturas más bajas, los polímeros se vuelven más duros y con ciertas características vítreas, debido a la pérdida de movimiento relativo entre las cadenas que forman el material.
- La temperatura en la cual funden las zonas cristalinas se llama temperatura de fusión ( $T_f$ ).
- Otra temperatura importante es la de descomposición, y es conveniente que la misma sea bastante superior a la  $T_f$ .

### ***Clasificación de los polímeros según sus propiedades físicas***

Los polímeros comerciales vienen asociados a los plásticos. No es habitual encontrar polímeros puros comerciales si no van asociados a lo que denominamos plásticos. Los plásticos son formulaciones en las que además del polímero, intervienen aditivos que se añaden para conseguir las propiedades deseadas. Los plásticos se pueden clasificar en diferentes formas. Desde un punto de vista general se puede hablar de tres tipos de polímeros:

- Elastómeros
- Termoplásticos
- Termoestables

Los elastómeros están constituidos por moléculas que forman largas cadenas con poco entrecruzamiento entre sí. Cuando se calientan, se ablandan sin descomposición y pueden ser moldeados. Polímeros no cristalinos que tienen doble enlaces, que son puntos de reticulación, como el caso de la vulcanización del caucho con azufre, son elásticos a temperatura normal pero se vuelven duros al calentarlos. Son elastómeros el caucho natural y la goma.

Los termoplásticos, polímeros con estructura molecular lineal con o sin cadenas laterales que son transformados en objetos por acción del calor, teniendo capacidad de moldearse tantas veces como se desee. Podemos pensar en la cera.

Los termoestables (duroplásticos), se preparan generalmente a partir de sustancias semifluidas de peso molecular relativamente bajo, las cuales alcanzan cuando se someten a procesos adecuados, un alto grado de entrecruzamiento molecular formando materiales duros, que funden o no con descomposición y son generalmente insolubles en los solventes más usuales. Son polímeros con estructuras moleculares fuertemente unidas, siendo duros y rígidos a temperatura ambiente, que al ser transformados en objetos por acción del calor se endurecen de forma irreversible, perdiendo su capacidad de moldeo. Este comportamiento lo encontraremos en el barro, que cuando se moldea es un termoplástico, pero cuando se cuece y forma el objeto se convierte en termoestable.

En la siguiente tabla se resumen las aplicaciones de los plásticos comerciales.

Nombre químico	Nombre industrial	Aplicaciones
Etileno	Polietileno (PE)	-Bolsas -Botellas
Propileno	Polipropileno (PP)	-Cubos de basura -Muebles de jardín
Cloruro de vinilo	Policloruro de vinilo (PVC)	-Tuberías -Ventanas
Tetrafluoroetileno	Politetrafluoro etileno (Teflón)	-Recubrimiento sartén -Piezas mecánicas
Estireno	Poliestireno (PS)	-Cintas de videos
Metacrilato de metilo	Polimetacrilato de metilo (PMM)	-Vidrios orgánicos
Epiclorhidrina + bisfenol A.	Resina epoxi	-Recubrimientos
Melamina formol		-Portaenchufes
Policarbonatos	PC	-Biberones
Siliconas		-Implantes
ABS		-Piezas de automóviles

El sistema de codificación para envases de plásticos, ayuda a identificar en los envases, botellas, frascos, contenedores y recipientes en general, el tipo de plástico utilizado para su fabricación. El código identifica mediante números y letras, a cada una de las siete resinas que se utilizan para fabricar envases. Los números

se moldean en el propio envase dentro de un triángulo con flechas que simbolizan el concepto de reciclado. Una abreviatura del tipo del polímero utilizado en los envases, se localizará inmediatamente debajo de la botella.

A la cabeza de la designación están el polietileno tereftalato, designado por 1 y abreviadamente por PET, seguido por el polietileno de alta densidad (2, PEAD), policloruro de vinilo (3, PVC), polietileno de baja densidad (4, PEBD), polipropileno (5, PP), poliestireno (6 PS). Una última categoría es la mezcla de residuos incluyendo otros plásticos, aleaciones y multicapas de polímeros (7, Mw).

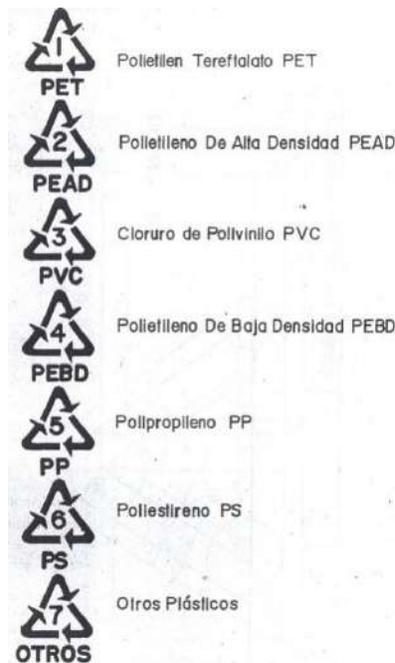


Figura 5A.1

### Material

Baño María  
Espátula  
Mechero Bunsen  
Pinzas para tubo de ensayo  
Tela de asbesto  
Tripie  
Tubo de ensayo

### Reactivos

Agua ( $H_2O$ )  
Acetona\*  
Ácido acético ( $CH_3COOH$ )  
Ácido fórmico ( $HCOOH$ )  
Alambre de cobre aislado por un extremo\*  
Benceno ( $C_6H_6$ )  
Cloroformo ( $CHCl_3$ )\*

Porciones pequeñas de diferentes tipos de plásticos como una botella de refresco, una tarjeta de crédito vieja, una bolsa de plástico, material para empaque, parte de una pluma de escribir, etc.*	Etanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ )* Éter etílico Tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ) Varilla de cobre aislada por un extremo* Xileno
---	---

\* Material que debe traer el alumno

## *Procedimiento*

### **Parte A. Observaciones iniciales**

- 1) Clasificar e identificar los tipos de polímeros mediante la tabla de plásticos comerciales. Es decir mencionar cuales son (PP, PAD, PE, etc.).

### **Parte B. Prueba de combustión**

- 1) Se corta una pequeña muestra del producto para colocarse sobre una espátula y se calienta en la orilla de la flama de un mechero Bunsen ajustado a su mínimo. De la observación se puede deducir:
  - a) El producto no arde y se quema sin deformaciones: fenolformaldehído, urea formaldehído, melamina formol.
  - b) El producto arde con la flama y se apaga fuera de ella (material autoextinguible): PVC y productos análogos (acetato de polivinilo, cloruro de polivinilideno, etc.), en general productos clorados o fluorados.
  - c) Arde en la flama y fuera de ella, entonces se observa el color de la flama:
    - Flama azul: poliamidas, poliacrilatos.
    - Flama amarilla: celulosa y si la flama es muy luminosa poliestireno.
    - Depósito blanco en las cenizas: puede ser de tipo silicón hollín blanco ( $\text{SiO}_2$ ).

## Parte C. Prueba a la flama

- 1) Tomar una pequeña muestra de material plástico, preferentemente de pequeño espesor, colocarla sobre una espátula en el borde de una pequeña llama.
- 2) La muestra deberá calentarse lentamente. Si la llama es grande, la descomposición sería demasiado rápida y no se podrían observar bien los diversos aspectos de la combustión.
- 3) Comparar los resultados con la siguiente tabla que señala el comportamiento de la combustión de los principales plásticos.

Comportamiento de la combustión	Color de la llama	Olor de los humos	Tipo de polímero
La sustancia ni arde ni se carboniza			-Polímeros fluorados (teflón)
La sustancia no arde ni se inflama, pero se carboniza progresivamente y se descompone		-Olor a orina -Olor a pescado -Olor a fenol	-Urea-formol -Melamina-formol -Fenol-formol (bakelita)
La sustancia arde más o menos difícilmente; humos y cenizas blancos	Blanca amarillenta		Siliconas
La sustancia arde con llama, pero la combustión cesa inmediatamente que se retira del mechero	-Verde claro -Verde claro -Verde claro -Amarillo -Amarillo	-Olor a goma quemada -Olor acre, no a goma quemada -Mismo olor anterior pero menos penetrante -Olor a anilina -Olor a leche quemada	-Cloropreno (neopreno) -Policloruro de vinilo -Policloruro de vinilideno -Resina de anilina -Caseína endurecida
La sustancia arde rápidamente	-Blanco intenso -Blanco intenso	-Ningún olor -Olor a alcanfor	-Nitrato de celulosa -Celuloide
La sustancia arde suavemente y se ablanda	-Brillante y humosa -Brillante y humosa	-Olor ácido acético -Semejante a papel quemado	-Poliacetato de vinilo -Poliisobutileno
La sustancia continúa ardiendo por sí sola, después de haber sido retirado el mechero	-Amarillo y humosa -Azul blanquecino (chisporroteo) -Luminosa, fuliginosa -Azul, llama muy pequeña -Amarillo brillante -Amarillo brillante	-Ligero olor a fenol -Olor a frutas o flores -Típicamente picante -Intenso olor a formol -Ligeramente dulce, papel quemado -Olor a papel quemado	-Resina epoxi -Polimetacrilato de metilo (plexiglas) -Poliacrilatos -Polioximetileno (resina acetálica) -Metilcelulosa -Celulosa regenerada (Celofán)
La sustancia arde en la llama, autoextinguible al separarla	-Luminosa y humosa -Luminosa	-Olor a benzaldehido -Olor irritante	-Benzilcelulosa -Polialcohol vinílico

La sustancia arde suavemente y se funde (no forma hilos), pero la combustión cesa después que se retira del mechero	-Amarillo naranja -Amarillo y muy humosa	-Olor acre, picante -Olor parecido al fenol	-Poliuretanos -Policarbonatos
La sustancia arde suavemente, se funde y se vuelve transparente en la zona de combustión	-Azul -Azul	-Olor a parafina (cera) -Ligero olor a geranios	-Polietileno -Polipropileno
La sustancia arde suavemente y se funde	-Azul -Brillante y muy humosa (humo negro) -Apagada -Amarillo y brillante -Amarilla rodeada de verde y humosa	-Olor a cuerno, quemado -Olor dulce, azúcar quemado -Papel quemado -Olor a mantequilla -Olor a ácido acético	-Poliamida (nylon) -Poliestireno (forexpan) -Eticelulosa -Acetobutirato de celulosa -Acetato de celulosa

Expresa los resultados.

Comportamiento de la combustión	Color de la llama	Olor de los humos	Tipo de polímero

### Parte D. Solubilidad

- 1) Tomar una muestra mínima de plástico y ponerla en un tubo de ensayo, el cual será sostenido con unas pinzas para tubo de ensayo.

- 2) Agregar aproximadamente 4 ml a cada uno de los tubos de los siguientes disolventes en frío: tubo 1 agua, tubo 2 acetona, tubo 3 benceno, tubo 4 ácido acético, tubo 5 etanol, tubo 6 éter, tubo 7 cloroformo, tubo 8 tetracloruro de carbono, tubo 9 ácido fórmico y tubo 10 xileno.
- 3) Observar qué es lo que sucede si se disuelve o no el plástico. Anotar sus observaciones.
- 4) Hacer lo mismo que en el paso 2, pero el disolvente deberá de estar caliente.
- 5) Anotar sus observaciones, ¿se disuelve o no? Comparar sus resultados con los de la tabla siguiente.

**Tabla de solubilidad del PVC**

Solvente/solubilidad	En frío	En baño María
Xileno	Muy soluble	Muy soluble
THF	Insoluble	Poco soluble
Agua	Insoluble	Insoluble
Ácido fórmico	Insoluble	Insoluble
DMF	Insoluble	Poco soluble

Solvente	Solubilidad	
	En frío	En caliente
Agua		
Acetona		
Benceno		
Ácido acético		
Etanol		
Éter		
Cloroformo		
Tetracloruro de carbono		
Ácido fórmico		
Xileno		

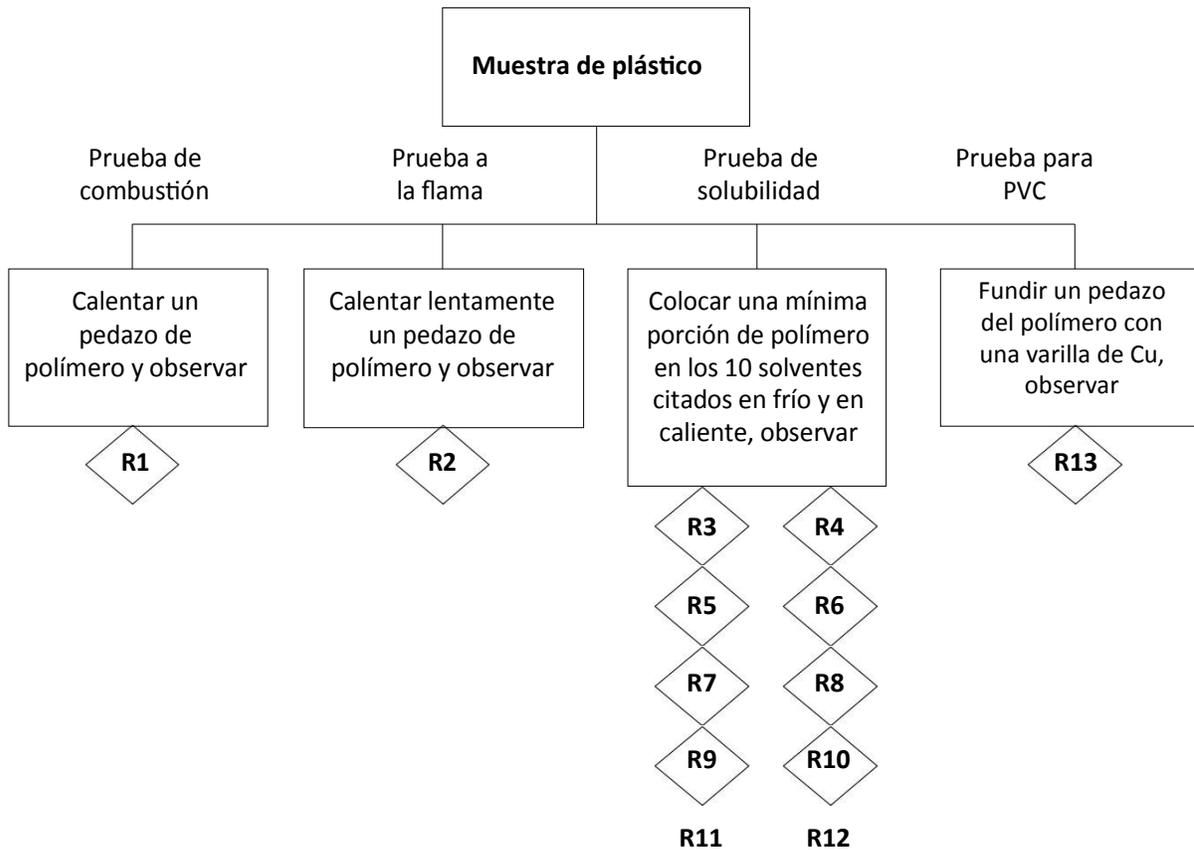
## ***Parte E. Método cualitativo del PVC***

- 1) Tomar un pedazo de PVC y una varilla de cobre que previamente fue aislada con un tapón de corcho.
- 2) Fundir el polímero con la punta de la varilla de cobre, esto hará que a continuación se queme. Una llama verde indica la formación de color de cobre y por tanto la confirmación de que la muestra contienen halógeno.

## ***Cuestionario***

1. De la siguiente lista de materiales poliméricos, seleccionar tres que tengan baja densidad y tres con alta densidad.
  - a) PIB Poliisobutileno
  - b) PMMA Polimetilmetacrilato
  - c) PCTFE Policlorotrifluoroetileno
  - d) PVDC Policloruro de vinilideno
  - e) PA-6,10 Poliamida 6, 10
  - f) UP Poliéster insaturado
  - g) POM Polióxido de metileno
  - h) PAN Poliacrilonitrilo
2. ¿De qué factores depende la solubilidad de los materiales poliméricos?
3. Mencionar tres propiedades de los plásticos y definir las.
4. Indicar el tiempo de vida en el medio ambiente de los plásticos estudiados.
5. Investigar qué plásticos se pueden reciclar.

## Identificación de polímeros plásticos



**R1, R2 y R13:** Desechar a la basura.

**R3 a R12:** Separar el solvente para purificar y desechar el sólido a la basura.



# Práctica 5B

## Identificación de polímeros textiles

### *Objetivos*

- Analizar los cambios en las muestras de los diferentes tipos de tela causados por la flama y pruebas químicas.
- Clasificar las telas por el tipo de polímero, con base a los resultados de las pruebas.

### *Introducción*

A pesar de que la ciencia y tecnología de los polímeros había conseguido importantes progresos, al principio de la década de 1950, aún quedaban grandes obstáculos por superar. Debido a la abundancia y al bajo costo de los componentes derivados del petróleo o *monómeros*, los polímeros de hidrocarburos que sólo contienen átomos de carbono (C) e hidrógeno (H), representaban una clase de sustancias que podían resultar de gran utilidad. Los objetivos especialmente atractivos eran los polímeros compuestos por los monómeros más pequeños y abundantes: etileno y propileno (que contienen dos y tres átomos de carbono respectivamente). Aun cuando la capacidad general de estos tipos de moléculas, que contienen parejas de átomos de carbono conectados mediante enlaces dobles, para unirse y formar largas cadenas, el caso del etileno y el propileno constituía un importante reto. La *polimerización* del etileno se había llevado a cabo, pero únicamente a niveles de temperatura y presión excesivamente elevados, obteniendo polímeros cuyas propiedades dejaban mucho que desear.

En 1953, mientras realizaba una investigación básica sobre las reacciones de compuestos que contienen enlaces de carbono y aluminio, el químico alemán Karl Ziegler, que trabajaba en el instituto Max Planck para la investigación del carbón en Mulheim, descubrió que al añadir sales de determinados tipos de metales como el titanio o el circonio a estos compuestos, se convertían en *catalizadores* (sustancias que aceleran las reacciones químicas) de gran actividad para la polimerización del etileno en condiciones relativamente suaves. Además, los polímeros formados mediante este método presentaban cadenas más largas y lineales,

por lo que sus propiedades tales como la resistencia, dureza e inercia química, eran significativamente superiores y resultaban de gran utilidad para numerosas aplicaciones.

Basándose en el descubrimiento de Ziegler, el químico italiano Giulio Natta, del Instituto Politécnico de Milán, demostró que catalizadores similares resultaban eficaces en la polimerización del propileno. Además, dichos catalizadores de Ziegler-Natta, permitían conseguir un exhaustivo control de las estructuras y la longitud de la cadena de los polímeros de propileno resultantes, y en consecuencia, de sus propiedades. Entre otros logros notorios relacionados con este tipo de catalizadores, se incluye la síntesis de un polímero idéntico al caucho natural.

Casi inmediatamente se desarrollaron aplicaciones industriales de los catalizadores de Ziegler-Natta, que continuaron extendiéndose en el curso de la búsqueda para su mejora. Hoy en día, el polietileno producido con la ayuda de estos catalizadores, constituye el material plástico de mayor volumen junto con el polipropileno, y representa alrededor de la mitad de la producción actual anual de 80,000 millones de libras (4,000 millones de kilogramos) de plásticos y resinas en Estados Unidos. El uso del polietileno y el polipropileno abarca prácticamente todos los sectores de la industria y la vida cotidiana, entre los que se incluyen materiales de construcción, envases, juguetes, productos deportivos, aparatos electrónicos, textiles, alfombras y productos médicos. En muchas de estas aplicaciones, los polímeros sustituyen a otras sustancias como el cristal y los metales, pero sus propiedades características también han dado origen a aplicaciones totalmente nuevas, como su uso en medicina.

Durante siglos, los polímeros que se usaron para hacer ropa fueron algodón, lana y seda. Actualmente los químicos están tratando de mejorar estos polímeros naturales; para satisfacer objetivos específicos, han diseñado muchos polímeros sintéticos que también se usan para hacer telas. Entre ellos está el nylon, rayón, acetato y los poliésteres, telas sintéticas con apariencia y textura parecidas a los polímeros naturales; pero también se diseñaron porque tienen mejores propiedades, como resistencia a arrugarse, repelencia al agua o secado rápido. Sin embargo, estas imitaciones no pueden engañar a un químico; en unos cuantos minutos se puede realizar pruebas sencillas para distinguir las telas de origen natural de las imitaciones, debido a que la diferencia en sus estructuras conducen a diferencias en sus propiedades.

En este experimento se identificarán muestras de tela, probando sus propiedades características.

### Material

- 1 mechero Bunsen
- Muestras de tela (7 tipos de tela diferente en trozos de 2.5 x 2.5 cm<sup>2</sup>). Identificarlas de la A a la G.\*
- Papel tornasol rojo
- 1 pinzas para crisol
- 1 pinzas para tubo de ensayo
- 1 pipeta graduada de 25 ml
- 4 tubos de ensayo medianos
- 1 varilla de vidrio
- 2 vasos de precipitado de 100 ml
- 1 vidrio de reloj
- \* Material que deberá traer el alumno

### Reactivos

- Acetona\*
- Ácido sulfúrico concentrado (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- Cloruro de bario (BaCl<sub>2</sub>)
- Hidróxido de sodio (NaOH) 3 M
- Hidróxido de calcio Ca(OH)<sub>2</sub>
- Sulfato de cobre (II) (CuSO<sub>4</sub>) 0.05 M
- Solución de yodo
- Hidróxido de sodio (NaOH) 3 M

## Procedimiento

### Pruebas de quemado

- 1) Usar pinzas para sujetar un cuadro de la tela A sobre la flama de un mechero Bunsen durante 2 segundos.
- 2) Quitar la tela de la flama y soplar la flama de la tela si es que se sigue quemando.
- 3) Nótese el olor dirigiendo el humo de la muestra quemada hacia su nariz. Asegurarse de que la tela ya no se queme sumergiéndola en un vaso de precipitados con agua.
- 4) Elaborar una tabla de datos. Anotar sus observaciones acerca de la forma en que se quema la tela en la flama, el olor que despidе y las características de residuo que queda después de haberse quemado.
- 5) Repita los pasos 1 al 4, usando las muestras de tela A a G.

- 6) Utilizar el cuadro de identificación de tejidos textiles mediante la flama que se muestra en la siguiente página, para hacer una identificación preliminar de sus muestras.
- 7) Usar la identificación preliminar para determinar cuáles pruebas son necesarias para identificar cada muestra de tela. No es necesario hacer todas las pruebas con todas las telas.

### ***Pruebas químicas***

- 1) Prueba de nitrógeno. Colocar un cuadro de tela en un tubo de ensayo y agregar 1 g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Sujetar el tubo con unas pinzas y calentarlo suavemente en la flama de un mechero; mientras tanto, con otras pinzas sujetar un trozo de papel tornasol rojo en la boca del tubo. Si el papel tornasol se vuelve azul, indica la presencia de nitrógeno. Sólo la seda, la lana, el nylon y el acrílico contienen nitrógeno.
- 2) Prueba de azufre. Agregar un cuadro de tela en un tubo de ensayo con 10 ml de  $\text{NaOH}$  3M y calentarlo suavemente, manteniéndolo sobre la flama de un mechero de Bunsen (evitar que el tubo apunte hacia alguna persona). Enfriar la solución, agregar 10 gotas de solución de  $\text{BaCl}_2$  y observar si se forma o no un precipitado. Sólo la lana contiene la cantidad de azufre suficiente para formar un precipitado de sulfuro de bario.
- 3) Prueba de celulosa. Colocar un cuadro de tela en un vaso de precipitado, cubrir usando aproximadamente 2 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado y luego transferir con cuidado el contenido a otro vaso de precipitado que contenga 10 gotas de solución de yodo en 25 ml de agua. Lavar el vaso de precipitado vacío con bastante agua. El algodón forma un color azul oscuro después de 1 o 2 horas (PRECAUCIÓN: Manejar con cuidado el vaso de precipitado que contiene el ácido sulfúrico).
- 4) Prueba de proteínas. Colocar un cuadro de tela en un vidrio de reloj y agregar 10 gotas de  $\text{CuSO}_4$  0.05 M. Esperar 5 minutos y después usar una pinza para sumergir la tela durante 5 segundos, en un tubo de ensayo que contenga  $\text{NaOH}$  3M. La seda y la lana son proteínas poliméricas, por lo que al realizar esta prueba tomará un color morado oscuro.

- 5) Prueba con ácido fórmico. Colocar en un tubo de ensayo la muestra en la que vaya a realizarse la prueba de ácido fórmico y llevarlo a su profesor, quien realizará esta prueba en una campana extractora. El profesor agregará 1 ml de ácido fórmico al tubo de ensayo y agitará con una varilla de vidrio. Observar si la tela se disuelve o no en la solución. La seda el acetato y el nylon se disuelven en ácido fórmico.
- 6) Prueba con acetona. Colocar un cuadro de tela en un tubo de ensayo con 1 ml de acetona, agitar con una varilla de vidrio y observar si la tela se disuelve o no. Sólo el acetato se disuelve en acetona. (PRECAUCIÓN: Realizar esta prueba lejos de cualquier flama).

### Identificación de tejidos textiles mediante flama

Tipos de polímero	Forma de combustión	Olor durante la combustión	Tipo de residuo
Seda o lana	Se quema y se carboniza	Como el cabello	Como cuenta quebradiza
Algodón	Se quema y se carboniza	Como el papel	Cenizas
Nylon, poliéster, acetato o acrílico	Se quema y se funde	Químico	Como una gota de plástico

### Datos y observaciones

Tabla 1. Observaciones de la prueba de la flama

Muestra	Tipo de combustión	Olor durante la combustión	Tipo de residuo
A			
B			
C			
D			
E			
F			
G			

Tabla 2. Observaciones de las pruebas químicas

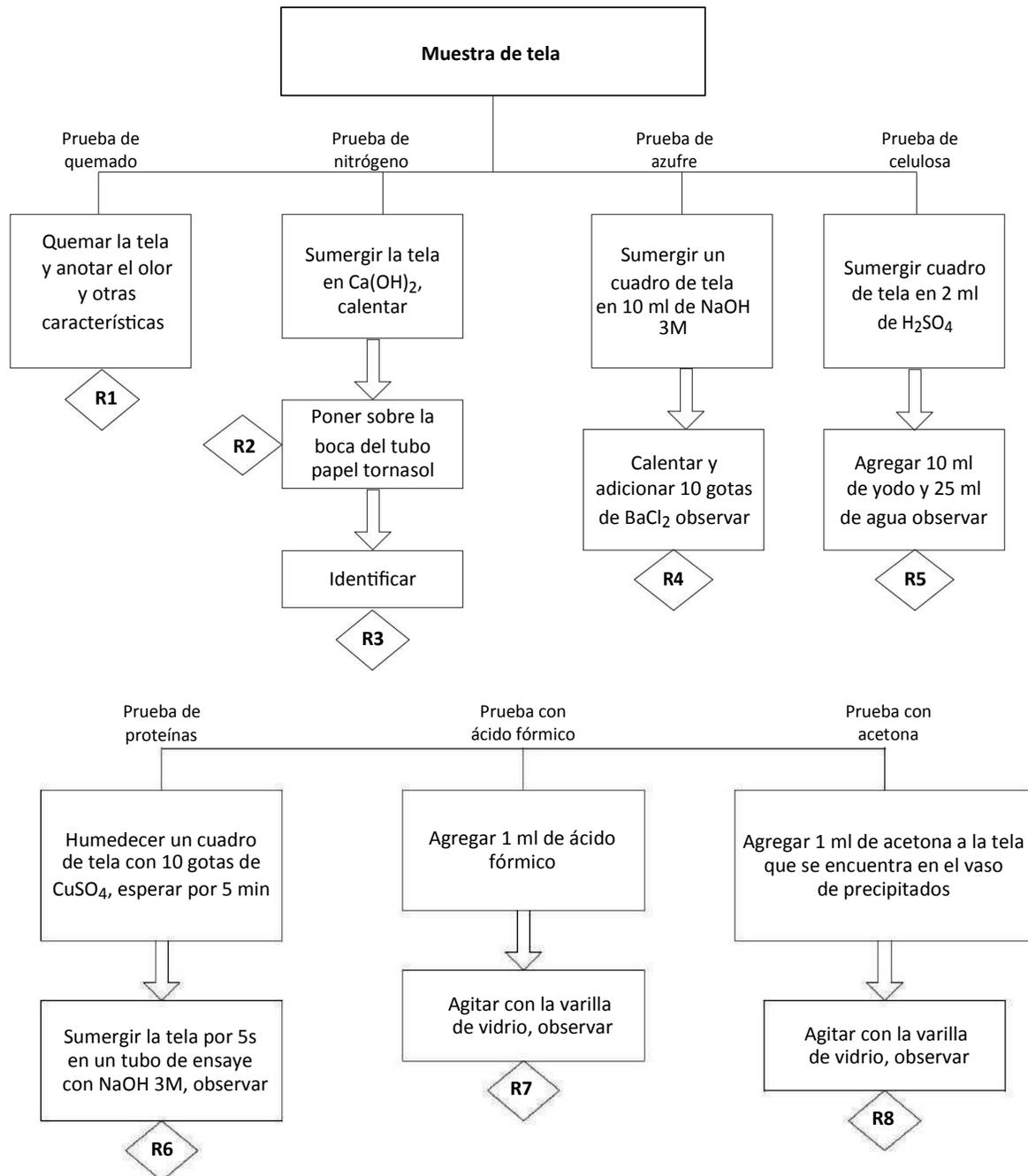
Muestra	Nitrógeno	Azufre	Celulosa	Proteínas	Ácido fórmico	Acetona
A						
B						
C						
D						
E						
F						
G						

Identificar el tipo de tejido textil tomando en cuenta los resultados reportados en el cuadro.

### *Cuestionario*

1. Razonar por qué cree que es necesario agregar NaOH y calentar antes de agregar el  $\text{BaCl}_2$  en la prueba de azufre.
2. Comparar y contrastar. ¿Puede plantear conclusiones por la forma en que se queman los polímeros naturales y los sintéticos?
3. ¿Qué indica, con respecto a la estructura de los polímeros, un residuo parecido a una gota de plástico que queda después de la combustión de algunos polímeros?
4. Si la combustión de la seda y de la lana tienen un olor parecido al de la combustión de cabello, ¿qué indica ello con respecto a la estructura del cabello?
5. La celulosa es el componente principal de la lana y del algodón. ¿Esperaría que la lana también formara un color azul oscuro en la prueba de la celulosa?

## Identificación de polímeros textiles



**R1, R2, R4, R5 y R6:** Desechar a la basura.

**R3:** Guardar en un frasco especial para papel tornasol y posterior calentamiento.

**R7 y R8:** Guardar solución en frascos etiquetados para destilación y purificación respectivamente.



# Bibliografía general

- 1 Ander, P. & Sonnessa A. J. (1996). *Principios de química*. México: Limusa.
- 2 Atkins, P. W. (1991). *Fisicoquímica*. (3° ed.). USA: Addison-Wesley Iberoamericana.
- 3 Ayres, G.H. (1975). *Análisis químico cuantitativo*. España: Harla.
- 4 Brown, T. L., Le May, H. E., Bursten, B.E. & Burdge, J. R. (2004). *Química. La ciencia central*. (9° ed.). México: Pearson Education.
- 5 Chang, R. (2007). *Química*. (9° ed.). México: McGraw-Hill Interamericana.
- 6 Ceretti, H. M. & Zalts, A. (2000). *Experimentos en contexto. Química: Manual de laboratorio*. Pearson Education.
- 7 QuimCom. American Chemical Society. (1998). *Química en la comunidad*. (2° ed.). México: Pearson Addison Wesley.
- 8 Davis, J. E. Jr. & MacNab, W. K. (1975). *Manual de laboratorio para química: experimentos y teorías*. España: Reverté.
- 9 Ealy, J. B. & Ealy, J. L. Jr. (1995). *Visualizing chemistry investigations for teachers*. USA: American Chemical Society.
- 10 Garritz, G. & Chamizo, J.A. (1998). *Química*. México: Pearson Educación.
- 11 Maron, H. S. & Landon, B. J. (1978). *Fisicoquímica fundamental*. México: Limusa.
- 12 Martínez U. J. & Narros S. A. (2013). *Experimentación en química general*. Thomson
- 13 Pauling, L. (1970). *General chemistry*. New York: Dover Publications.
- 14 Summerlin, L. R. & Ealy, J. L. Jr. (1988). *Chemical demonstrations: A sourcebook for teachers*, Volume 1 & 2. (2° ed.). Washington, D.C: American Chemical Society.
- 15 The Thomas Alva Edison Foundation. (1988). *The Thomas Edison Book of easy and incredible experiments*. New York: John Wiley & Sons, Inc.

- 16 Whitten, K. W., Gailey, K. D. & Davis, R. E. (1992). *Química general*. (2° ed.). México: Editorial McGraw-Hill.
- 17 Salud y Alimentación. En Eroski Consumer, Guía práctica para el consumidor. Recuperado de [http://saludyalimentacion.consumer.es/z\\_comer/dieta1a.html](http://saludyalimentacion.consumer.es/z_comer/dieta1a.html)
- 18 Martínez J. I. & Villezca B. P. A. (2003). La alimentación en México: un estudio a partir de encuesta nacional de ingresos y gastos de los hogares. *Revista de información y análisis*, 21, 26-37.
- 19 Madrid, O. S. & Duque G. A. (2005). *Necesidades alimentarias de la población desplazada*. Medellín, Colombia: Universidad Nacional de Colombia.
- 20 El plato del bien comer. En Alpura, Opinión del experto. Recuperado de <http://alpura.com/salud/opinion-24-El-Plato-del-bien-comer>
- 21 Panreac, analytical reagents & fine chemicals, Prácticas de química, velocidad de reacción (Efecto de la concentración, de la temperatura y los catalizadores). Recuperado de <http://www.panreac.es/es/servicios/publicaciones/panreac-informa>
- 22 Fuentes, S. & Díaz, G. (1997). *Catalizadores. La piedra filosofal del siglo XX*. (2° ed.). Fondo de Cultura Económica.
- 23 Droste, R. L. (1997). *Tehory and practice of wather and waste water treatment*. USA: John Wiley and Son Inc.
- 24 Legrand, L. & Leroy, P. (1990). *Prevension of corrosion and scaling in water supply systems*. Ellis Harwood
- 25 Wright, F. B. & Robert, E. (1977). *Rural water supply and sanitation*. (3° ed.). Krieger Pub. Co.
- 26 Snyder, O. P. *The effect of water quality on food*. Recuperado de <http://www.hitm.com/documents/chem-h2o.htm>
- 27 Mark A. The effects of the calcium ion on cooked dry beans. Recuperado de <http://math.unl.edu/~jump/center/labs/>

- 28 Antiscale magnetic treatment, the school of water science. Cranfield University. Recuperado de <http://www.cranfield.ac.uk/sims/water/magnet.htm>
- 29 Pericias Caligráficas (1996-2006). El portal de los peritos. Recuperado de <http://www.periciascaligraficas.com/v2.0/resultados.php?contenidosID=114>
- 30 Caamaño, A., Tura P. M., Melia R. M., Llaveria M. A., Corominas, J. (2003). Química cotidiana a través de la química Salters: La química del color y la química de las medicinas. En Pinto, G. C. (ed.). *Didáctica de la química y vida cotidiana*. (pp. 33 -48). Barcelona.
- 31 Perito calígrafo Almería. Recuperado de: [http://www.peritocaligrafofrendo.es/uploads/secciones/archivos/estudio\\_de\\_las\\_tintas.pdf](http://www.peritocaligrafofrendo.es/uploads/secciones/archivos/estudio_de_las_tintas.pdf)
- 32 Reacciones de desplazamiento (noviembre, 2008). *Laboratorio de química*. Recuperado de <http://labquimica.wordpress.com/2008/11/21/603/>
- 33 Moratal, M. J. & Lluna M., Manual de la Facultad de Química. Universidad de Valencia. Recuperado de [http://www.uv.es/bachille/GUION/bachiller\\_castellano\\_08.pdf](http://www.uv.es/bachille/GUION/bachiller_castellano_08.pdf)
- 34 Asociación zona centro de Field Target (2018). Recuperado de [http://www.azcft.com/index.php?option=com\\_content&task=view&id=94&Itemid=1](http://www.azcft.com/index.php?option=com_content&task=view&id=94&Itemid=1)
- 35 <http://oretano.iele-ab.uclm.es/~rvaron/Electroquimica/programa.pdf>
- 36 Burgos P. Y., Universidad Central de las Villas. Recuperado de <http://www.fq.uh.cu/dpto/qf/uclv/infoLab/practics/practicass/Pilaselectroquimicas/teoria.htm>
- 37 Ramírez, B. J., *Apuntes de electroquímica II*. Unidad profesional interdisciplinaria de biotecnología. Instituto Politécnico Nacional. Recuperado de [http://www.biblioteca.upibi.ipn.mx/Archivos/Material%20Didactico/Apuntes%20de%20Electroqu%C3%ADmica%20II%20\(17nov09\).pdf](http://www.biblioteca.upibi.ipn.mx/Archivos/Material%20Didactico/Apuntes%20de%20Electroqu%C3%ADmica%20II%20(17nov09).pdf)
- 38 Polímeros (agosto, 2007). Recuperado de <http://polimerosxd2.blogspot.com/>
- 39 [www.itescam.edu.mx/principal/sylabus/fpdb/.../r12247.DOC](http://www.itescam.edu.mx/principal/sylabus/fpdb/.../r12247.DOC)

- 40 Propiedades físicas de los polímeros. (Diciembre, 2012). *ARQHYS.com*. Recuperado de <http://www.arqhys.com/arquitectura/polimeros-propiedades-fisicas.html>
- 41 Polímeros derivados del petróleo (2003). *National Academy of Sciences*. Recuperado de [http://www7.nationalacademies.org/spanishbeyonddiscovery/bio\\_008231-05.html](http://www7.nationalacademies.org/spanishbeyonddiscovery/bio_008231-05.html)
- 42 Fundamentos de Termodinámica. Universidad Autónoma de Madrid. Recuperado de <http://joule.qfa.uam.es/beta-2.0/temario/tema2/tema2.php>
- 43 Reacciones químicas explosivas. Recuperado de <http://usuarios.multimania.es/lokalizo/explosivas.pdf>.
- 44 Oxidation-Reduction equations. *Bodner Research web*. Recuperado de [http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch19/oxred\\_2.php](http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch19/oxred_2.php)
- 45 <http://hcdsc.gov.ar/biblioteca/ISES/geografiapatagonica/astronomia>.
- 46 <http://oretano.iele-ab.uclm.es/~rvaron/Electroquimica/programa.pdf>
- 47 <http://edu.jccm.es/ies.antoniobuerovallejo/images/art-tecno/corrosion-aleacion.pdf>
- 48 [www.biblioteca.upibi.ipn.mx/.../Apuntes%20de%20Electroquímica%20II%20\(17nov09\).pdf](http://www.biblioteca.upibi.ipn.mx/.../Apuntes%20de%20Electroquímica%20II%20(17nov09).pdf)
- 49 Prácticas de laboratorio química en ingeniería. (2014, 2015). Recuperado de <http://www.eii.uva.es/~organica/practicas/cuaderno.html>
- 50 [http://www.netcom.es/pilar\\_mu/equilibrio.htm](http://www.netcom.es/pilar_mu/equilibrio.htm)
- 51 [http://highered.mcgraw-hill.com/sites/dl/free/9701064062/572138/recio\\_quimicaInorganica\\_4e\\_capitulo\\_muestra\\_c03.pdf](http://highered.mcgraw-hill.com/sites/dl/free/9701064062/572138/recio_quimicaInorganica_4e_capitulo_muestra_c03.pdf)
- 52 Ñique, A. M. (2008). Lluvia ácida. En *Glosario ambiental multidisciplinario*. (pp 57). Perú: Universidad Nacional Agraria de la Selva. Recuperado de <http://www.monografias.com/trabajos-pdf/glosario-ambiental-multidisciplinario/glosario-ambiental-multidisciplinario.pdf>

- 53 <http://tecno.cruzfierro.com/tesis/03040915-soto-tesis>
- 54 Ávila, J. & Genescá, J. (1986). ¿Por qué existe la corrosión? En *Más allá de la herrumbre*. México: Fondo de Cultura Económica. Recuperado de [http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/09/htm/sec\\_7.html](http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/09/htm/sec_7.html)
- 55 Ávila, J. & Genescá, J. (1986). *Más allá de la herrumbre*. México: Fondo de Cultura Económica. Recuperado de <http://www.uv.mx/personal/rorozco/files/2011/02/Mas-alla-de-la-herrumbre-11.pdf>



# Anexo A

## Reglamento General de Higiene y Seguridad para los Laboratorios del Departamento de Ciencias Químicas

### *Disposiciones generales*

**ARTÍCULO 1°** El presente reglamento es aplicable en todos aquellos espacios del Departamento de Ciencias Químicas de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán donde se realice trabajo experimental, sea de docencia o investigación. Estos sitios, para efectos del presente reglamento, serán denominados laboratorios.

Su observancia es obligatoria para el personal académico, alumnos y trabajadores administrativos, y no excluye otra reglamentación que resulte aplicable.

Cada laboratorio deberá contar con un ejemplar del mismo para su consulta en cualquier momento. Su lectura será obligatoria.

**ARTÍCULO 2°** Es necesario que el personal que trabaja en cada laboratorio conozca las zonas de seguridad, las rutas de evacuación, el equipo para combatir siniestros y las medidas de seguridad establecidas en cada laboratorio.

**ARTÍCULO 3°** Los laboratorios deberán estar acondicionados, como mínimo, con lo siguiente:

- a) Un control maestro para energía eléctrica
- b) Un botiquín de primeros auxilios
- c) Extintores
- d) Un sistema de ventilación adecuado
- e) Agua corriente
- f) Drenaje
- g) Un control maestro para suministro de gas

- h) Señalamientos de Protección Civil
- i) Regadera
- j) Lavaojos
- k) Manta

**ARTÍCULO 4°** Todas las actividades que se realicen en los laboratorios deberán estar supervisadas por un responsable, nombrados por el Departamento de Ciencias Químicas en sus áreas correspondientes.

**ARTÍCULO 5°** Al realizar actividades experimentales, nunca deberá estar una persona sola en los laboratorios. El mínimo de personas deberá ser invariablemente de dos y al menos una de ellas deberá ser parte del personal académico de la facultad.

**ARTÍCULO 6°** Los usuarios deberán abstenerse de dejar, en el lugar de trabajo, cosas de valor a la vista; además, deberán cerrar las puertas de cubículos y laboratorios, así como cajones y archiveros, siempre que se ausenten del laboratorio.

**ARTÍCULO 7°** En cada laboratorio del Departamento deberá existir en forma clara, visible y legible, la información acerca de los teléfonos de emergencia a los cuales llamar en caso de requerirlo.

**ARTÍCULO 8°** Los anaqueles, libreros, estantes, archiveros, tanques de gas y en general accesorios y muebles de oficina y laboratorio, deberán estar sujetos a la pared para prevenir accidentes.

**ARTÍCULO 9°** Queda prohibido que menores de edad ingresen y permanezcan en el laboratorio sin la autorización por escrito del Jefe de Departamento.

**ARTÍCULO 10°** El personal (académicos, administrativos o estudiantes) que trabaje en los laboratorios debe informar al profesor o a su jefe inmediato, si padece enfermedades que requieran atención especial y puedan generar incidentes dentro del área.

**ARTÍCULO 11°** Todo personal (académicos, alumnos y laboratoristas) que presentando una discapacidad, encuentren algún impedimento en las instalaciones para poder realizar sus labores, de acuerdo a lo que sus capacidades físicas

le permitan, podrá solicitar al Jefe de Sección, las adecuaciones necesarias de los espacios físicos en los que estén asignados, para poder desempeñarse adecuadamente sin detrimento alguno a su condición y dignidad humana.

**ARTÍCULO 12°** Todas aquellas cuestiones que no estén específicamente señaladas en el presente reglamento, deberán ser resueltas por la Dirección de la Facultad, con la opinión de la Comisión de Seguridad e Higiene.

**ARTÍCULO 13°** Cualquier alteración en las condiciones de seguridad o en el cumplimiento del presente reglamento, deberá ser reportada al responsable correspondiente.

**ARTÍCULO 14°** Tendrán derecho a cursar el laboratorio los alumnos inscritos a la asignatura.

**ARTÍCULO 15°** En el caso de las asignaturas teórico-prácticas, la calificación será el promedio de la calificación de teoría y laboratorio, de acuerdo a lo establecido en el programa vigente de la asignatura correspondiente.

**ARTÍCULO 16°** Para trabajar en los laboratorios es obligatorio que los estudiantes usen bata de algodón, cerrada, gafas de seguridad, cabello recogido y, en el caso necesario, guantes. En el caso del personal académico y administrativo, el equipo de protección personal lo dictaminará la Comisión de Seguridad e Higiene de la FESC. Este equipo será de uso obligatorio. El alumno que no tenga protección no podrá permanecer en el laboratorio; será su responsabilidad contar con el equipo mencionado. Asimismo, no podrá trabajar ni permanecer dentro de los laboratorios si no se encuentra su profesor o alguien responsable que lo sustituya.

**ARTÍCULO 17°** En los laboratorios queda prohibido: fumar, consumir alimentos o bebidas, el uso de lentes de contacto, zapatos abiertos (sandalia), gorras, bufandas, medias de nylon, la entrada al laboratorio en estado inconveniente o bajo el efecto de bebidas alcohólicas, drogas y/o estupefacientes.

**ARTÍCULO 18°** Queda prohibido introducir y trabajar con material radiactivo en los laboratorios de docencia.

**ARTÍCULO 19°** Todo usuario del laboratorio deberá realizar sus trabajos con el debido cuidado para cada caso.

**ARTÍCULO 20°** Las puertas de acceso y salidas de emergencia deberán estar siempre libres de obstáculos, accesibles y en posibilidad de ser utilizadas ante

cualquier eventualidad. El responsable del área deberá verificar esto al menos una vez cada semana.

**ARTÍCULO 21°** Las regaderas deberán contar con el drenaje correspondiente, funcionar correctamente, estar lo más alejadas que sea posible de instalaciones o controles eléctricos y libres de todo obstáculo que impida su uso correcto. El responsable de laboratorio deberá verificar esto por lo menos una vez cada semana.

**ARTÍCULO 22°** Los controles maestros de energía eléctrica y suministros de gas para cada laboratorio deberán estar señalados adecuadamente, de manera tal que sean identificados fácilmente.

**ARTÍCULO 23°** En cada laboratorio deberá existir un botiquín de primeros auxilios al alcance de todas las personas que trabajen en él. El responsable de laboratorio deberá verificar, al menos una vez cada semana, el contenido del botiquín para reponer los faltantes.

**ARTÍCULO 24°** Los extintores de incendios deberán ser de CO<sub>2</sub> y de polvo químico seco, según lo determine la Comisión de Seguridad e Higiene de la FESC; deberán recargarse cuando sea necesario, de conformidad con los resultados de la revisión o por haber sido utilizados.

**ARTÍCULO 25°** En caso de emergencia por incendios, derrames o personas accidentadas, dirigirse a la zona de seguridad establecida.

**ARTÍCULO 26°** Los sistemas de extracción de gases deberán mantenerse siempre sin obstáculos que impidan que cumplan con su función, evaluarse al menos una vez cada mes y recibir el mantenimiento preventivo o correctivo que los jefes de sección soliciten.

**ARTÍCULO 27°** Tanto los sistemas de suministro de agua corriente como de drenaje, deberán recibir el mantenimiento correctivo y preventivo que los jefes de sección de cada área soliciten.

**ARTÍCULO 28°** Los lugares donde se almacenen reactivos, disolventes, equipos, materiales, medios de cultivo y todo aquello relacionado o necesario para que el trabajo en los laboratorios se lleve a cabo, estarán sujetos a este reglamento en su totalidad; los anaqueles y áreas de almacenamiento deberán contar con la protección adecuada para prevenir accidentes.

**ARTÍCULO 29°** Queda prohibido desechar sustancias al drenaje o por cualquier otro medio. Los manuales de prácticas correspondientes deberán incluir la forma correcta de la disposición de los residuos.

**ARTÍCULO 30°** Para transferir líquidos con pipetas, deberá utilizarse el equipo adecuado; queda prohibido extraer con la boca.

**ARTÍCULO 31°** Cuando se trabaje con sustancias peligrosas, deberá identificarse plenamente el área respectiva. Además, se deberá trabajar en área con sistema de extracción y equipo de protección personal (según el manual correspondiente). La definición de sustancias peligrosas a la LGP y GIR (2003), son aquéllas que posean alguna de las características de corrosividad, reactividad, explosividad, toxicidad, inflamabilidad o que contengan agentes infecciosos que les confieran peligrosidad.

**ARTÍCULO 32°** El retardo máximo admisible será de quince minutos para el alumno; transcurrido este tiempo se podrá suspender la práctica o trabajo del laboratorio.

**ARTÍCULO 33°** Las sesiones de laboratorio tendrán una duración de acuerdo al número de créditos establecidos en los planes de estudios. Dicha duración será susceptible de prórroga previo acuerdo de las partes y siempre y cuando no se vean afectados otros grupos.

**ARTÍCULO 34°** El material, equipo, reactivos, etc., sólo se prestará al personal académico y alumnos, el día y hora señalados en su laboratorio y únicamente para la práctica a realizarse. El préstamo de material será personal y de ninguna manera se proporcionará con la credencial de persona distinta al solicitante.

**ARTÍCULO 35°** Al momento de la recepción del material por el usuario, éste firmara el formato de solicitud de préstamo de material en que indique recibirlo, y tanto al momento de la recepción como de la entrega del material, éste debe revisarse por el usuario y por el laboratorista. En caso de ruptura, desperfecto o desajuste del material por culpa o negligencia del usuario, éste se compromete a pagarlo o reponerlo, dejándose como garantía la credencial oficial del interesado y el vale de salida del material. En caso de que el material haya resultado averiado por un grupo de alumnos, será pagado o repuesto por sus integrantes, mostrando la nota de compra o de reparación, en la prórroga que considere adecuada la administración interna de cada sección.

**ARTÍCULO 36°** Durante el trabajo de laboratorio únicamente se permitirá el acceso a alumnos inscritos; no se permitirá el acceso a oyentes.

**ARTÍCULO 37°** Está prohibido fumar, ingerir alimentos, tocar cualquier instrumento musical, usar cualquier tipo de equipo electrónico, gritar o realizar cualquier tipo de acto que ponga en peligro la seguridad de los usuarios o las instalaciones; así como realizar actos que tiendan a distraer la atención. En todo caso, y a criterio del personal académico o responsable del laboratorio, el usuario que incurra en tales hechos podrá ser reportado a la autoridad correspondiente.

**ARTÍCULO 38°** Ningún usuario podrá por sí mismo o con ayuda de otra persona, forzar puertas, ventanas o gavetas del laboratorio; en caso de que haya olvidado la llave de la gaveta, lo reportará oportunamente al responsable del laboratorio a fin de que se resuelva esta situación.

**ARTÍCULO 39°** Durante el desarrollo de las prácticas o trabajos de laboratorio, no se permitirá el paso a ninguna persona ajena al grupo.

**ARTÍCULO 40°** El material de laboratorio que esté asignado a los profesores le será proporcionado única y exclusivamente a éstos y de ninguna manera a los alumnos. Los profesores serán los directos responsables de la pérdida o menoscabo que sufra el material solicitado.

**ARTÍCULO 41°** Cada usuario se hará responsable del material y equipo que se le preste. El material que se preste a los usuarios o a equipos de trabajo deberá ser reintegrado al término de cada sesión. Queda exceptuado el material que se presta para ser usado durante el semestre.

**ARTÍCULO 42°** En el área de pesado sólo permanecerá la persona designada por cada equipo de trabajo para tal actividad.

**ARTÍCULO 43°** El equipo de laboratorio y las sustancias deberán ser usados únicamente cuando se conozca su manejo y cuando así lo requiera el experimento correspondiente. El usuario está obligado a asesorarse en cuanto a la naturaleza química, posibles reacciones y cuidados para el manejo de las sustancias químicas. Los recipientes para soluciones y/o reactivos, deberán contar con una etiqueta que indique claramente:

- 1) FÓRMULA
- 2) NOMBRE

- 3) CONCENTRACIÓN
- 4) FECHA DE ELABORACIÓN
- 5) GRUPO (esto según la nomenclatura de la sección)
- 6) PRECAUCIONES

De no ser así, las soluciones y reactivos que se encuentren colocados sobre las mesas de laboratorio serán desechados en el contenedor adecuado por el asesor y/o laboratorista de ese laboratorio.

**ARTÍCULO 44°** Con el fin de evitar desajustes del equipo y material de laboratorio, los usuarios no deberán moverlos, operarlos y usarlos sin autorización del profesor responsable de la práctica o sin el conocimiento del manejo del equipo.

**ARTÍCULO 45°** A fin de que el préstamo del material y/o equipo solicitado sea más ágil y preciso, el usuario deberá anotar claramente las especificaciones y características del mismo en el formato correspondiente.

**ARTÍCULO 46°** El alumno cuidará que su lugar de trabajo quede perfectamente limpio y ordenado. Al principio del curso, en los laboratorios que así se requiera, se indicará a los alumnos qué material deben adquirir.

**ARTÍCULO 47°** La no observancia de las anteriores disposiciones será sancionada de acuerdo a lo dispuesto por el artículo 51 del presente reglamento.

**ARTÍCULO 48° DERECHOS DE LOS USUARIOS (PERSONAL ACADEMICO-ALUMNOS):**

Son derechos de los usuarios, hacer uso de los laboratorios, equipos, instrumentos, reactivos, sustancias, etc., siempre y cuando así lo justifique el plan de estudios vigente de la carrera y reúnan los requisitos que para tal efecto se señalan en este reglamento.

**ART 49° OBLIGACIONES DE LOS USUARIOS:**

**A. PERSONAL ACADÉMICO**

Son obligaciones del personal académico:

- a) Entregar al laboratorista y alumnos la calendarización de las actividades del semestre correspondiente y la información necesaria para el desarrollo de sus funciones al inicio del curso.

- b) Vigilar en caso de que algún alumno o alumnos trabajen en el laboratorio de investigación el desarrollo de dicho trabajo. Para esto dará aviso con dos días como mínimo al responsable de la sección.
- c) Vigilar que los alumnos tomen las medidas de seguridad en el desarrollo de las prácticas.
- d) Desarrollar en el laboratorio, los proyectos o prácticas que tenga que realizar.
- e) Vigilar al término del trabajo de laboratorio, que queden cerradas las llaves de gas, agua, vacío, tanques de gases y aire, según sea el caso; apagadas las bombas de vacío, circuitos eléctricos, luces, etc. En casos de requerir que algún equipo trabaje continuamente, deberá dejarse en el interior del laboratorio en forma claramente visible y legible, la información acerca del tipo de reacción o proceso en desarrollo y el responsable del mismo.
- f) En caso de necesitar material, lo solicitarán por medio del formato de solicitud de préstamo de material firmado por el profesor; en dicho vale deberá especificar lo que requiere, tal y como ha quedado asentado en el inciso a). Cabe señalar que en caso de no llenar este requisito, no se le prestará material.
- g) El responsable del laboratorio realizará al final de cada semestre, la relación de profesores que adeuden material, turnándose al jefe del departamento correspondiente para que proceda a su recuperación inmediata.
- h) En caso de observar alguna irregularidad en el laboratorio o de tener conocimiento de algún acto o hecho que contravenga a lo señalado en el presente reglamento, notificará en primera instancia y por escrito, al responsable del laboratorio, marcando copia al jefe del departamento o sección según el caso.
- i) Vigilar el cumplimiento por los alumnos del presente reglamento.
- j) El responsable de calidad entregará el cronograma específico de laboratorio una semana antes (semana cero) del inicio del siguiente semestre a cada profesor que imparta la asignatura.
- k) Los profesores que imparten el laboratorio deberán llenar los formatos correspondientes y al finalizar el curso (semana 17) entregarlos al responsable de calidad.

## B. ALUMNOS

Son obligaciones de los alumnos:

- a) Estar inscrito al laboratorio de las asignaturas, que de conformidad al plan de estudio, establezcan esta modalidad de la docencia para así tener derecho al mismo.
- b) Solicitar el material por medio del formato respectivo, dejando como garantía su credencial oficial vigente que los acredite como alumnos de la facultad. Especificar claramente la cantidad de equipo requerido, sustancias, reactivos, etc.; así como asentar con claridad y veracidad sus datos personales, mismos que se podrían corroborar con los que obran en su expediente de Servicios escolares.
- c) En caso de duda respecto al uso o especificaciones del material o equipo a usar, deberá solicitar información al profesor responsable de la práctica o al laboratorista.
- d) Respetar las medidas de seguridad e higiene que se establezcan en el reglamento específico de cada laboratorio.
- e) Informarse con la debida anticipación (una semana como mínimo) del título y objetivo de la práctica o proyecto a realizar.
- f) Asegurarse de que el material y equipo que le sea prestado esté limpio y en buenas condiciones de uso, ya que en caso contrario será responsable de su reparación, reposición o pago.
- g) Al terminar su trabajo de laboratorio, reintegrar el material y equipo que le fue prestado (a excepción de los préstamos que se hacen por semestre), en los términos que han sido señalados en las disposiciones generales.
- h) Dejar limpio y ordenado su lugar o área de trabajo, así como respetar el orden y disciplina que en el lugar deben guardarse.
- i) Depositar los desechos de cada práctica en los recipientes correspondientes.

**C. LABORATORISTAS**

- a) Preparar y auxiliar en la conservación de muestras, cultivos, reactivos, soluciones, material estéril y demás sustancias afines a la experimentación que le sean solicitadas.
- b) Preparar, proporcionar y controlar reactivos, soluciones, material y equipo necesario para realizar la experimentación.
- c) Atender, orientar y auxiliar a los alumnos y profesores sobre aspectos concernientes al equipo y/o sustancias durante el desarrollo experimental, y vigilar que se cumplan las medidas de seguridad establecidas.
- d) Realizar las operaciones físicas, químicas y similares tales como pesar, medir, mezclar, disolver, destilar, filtrar, esterilizar y transvasar, que se requieran en el ejercicio de la experimentación.
- e) Solicitar y controlar materiales y equipo que requiera para la realización de su trabajo.
- f) Catalogar, acomodar y resguardar adecuadamente los reactivos, material y equipo asignados al laboratorio.
- g) Realizar y controlar inventarios de material, reactivos y equipo, así como reportar los servicios de mantenimiento y reparación que se requieran.
- h) Efectuar la limpieza y vigilar el buen estado del material y equipo de laboratorio.

**ARTÍCULO 50° ESTÁ PROHIBIDO A LOS USUARIOS:**

- a) Realizar el trabajo de laboratorio sin bata y sin observar las medidas de seguridad requeridas, especificadas en cada práctica y/o laboratorio.
- b) Fumar, comer, jugar, correr, introducir instrumentos musicales, utilizar cualquier tipo de aparato electrónico, escuchar música, etc.
- c) Recibir visitas ajenas a la práctica, así como hacerse acompañar de personas no inscritas y sin derecho a laboratorio.
- d) Hacer uso de aparatos, instrumentos, sustancias, reactivos, etc., si no se tiene autorización, asesoramiento y supervisión del profesor o responsable del laboratorio.

- e) En los laboratorios que las tengan, pesar en el contenedor adecuado de acuerdo a la cantidad y naturaleza de la sustancia a pesar, sobre el plato de las balanzas granatarias y/o analíticas.
- f) Dejar frascos de reactivos sobre las mesas de trabajo, sustancias, materiales, equipo, aparatos después de usarlos.
- g) Sacar material, reactivos, sustancias, equipo, etc., del laboratorio si no se cuenta con la autorización del responsable del laboratorio. Para tal efecto se deberán seguir los pasos que se indiquen.
- h) Dejar sucio y desordenado el lugar de trabajo.

### **ARTÍCULO 51° SANCIONES**

Independientemente de las que se fijen académicamente, se aplicarán las siguientes:

- a) Al usuario que rompa, destruya, sustraiga o haga mal uso del equipo, material o implementos del laboratorio y las señalizaciones instaladas para protección civil, en primera instancia le será requerido pagar, reparar o reponer los mismos antes del término del semestre; esto por el responsable del laboratorio. En caso contrario, el asunto será turnado al departamento Jurídico, quien se encargará de implementar las medidas que al efecto correspondan de acuerdo a lo dispuesto por nuestra Legislación Universitaria.
- b) Al usuario que haga mal uso de los laboratorios, incurra en faltas a la disciplina, malos tratos en contra del personal académico, administrativo o alumnos se le aplicarán las sanciones que para tal efecto se señalan en el Estatuto General de la UNAM, así como las que procedan conforme a derecho.
- c) En el caso de los alumnos, las sanciones aplicables serán las que decida el H. Consejo Técnico de la facultad, conforme a las disposiciones de la Legislación Universitaria.
- d) Si se trata de personal académico o administrativo, se levantarán las actas correspondientes y se dictarán las sanciones conforme a las disposiciones de la Ley Federal del Trabajo.

## **ARTÍCULO 52° CLAÚSULAS TRANSITORIAS**

PRIMERA: Las presentes disposiciones generales serán de observancia general en todos los laboratorios del Departamento de Ciencias Químicas de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, por lo que todo el personal académico, administrativo y alumnos deberán ajustarse a él.

SEGUNDA: En razón de que el funcionamiento de los diversos laboratorios puede ser diferente, cada sección responsable de éstos deberá tener un Reglamento Interno de Higiene y Seguridad, que será de observancia obligatoria y es complementario al presente reglamento en tanto no lo contravengan.

TERCERA: Los profesores podrán implementar las medidas de carácter académico que se deben aplicar en cada laboratorio (forma de calificar, forma de aprobar el laboratorio, etc.).

CUARTA: El desconocimiento del presente reglamento no releva al usuario de su observancia y cumplimiento.

QUINTA: El presente reglamento entrará en vigor a partir de su publicación en la Gaceta de esta Facultad, una vez que haya sido aprobado por el H. Consejo Técnico de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán.

**"POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPÍRITU"**

**Cuautitlán Izcalli, Estado de México, febrero 8 de 2007**

## Anexo B

# Reglamento Interno de Higiene y Seguridad para los Laboratorios de la Sección de Química Inorgánica

**ARTÍCULO 1°** El presente reglamento es complementario del *Reglamento General de Higiene y Seguridad para los Laboratorios del Departamento de Ciencias Químicas de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán* y es aplicable a los laboratorios pertenecientes a la Sección de Química Inorgánica de la propia facultad.

Su observancia es obligatoria para el personal académico, alumnos y trabajadores administrativos y no excluye otra reglamentación que resulte aplicable.

**ARTÍCULO 2°** En todos los laboratorios de docencia, será responsable de seguridad e higiene el profesor de enseñanza experimental durante el tiempo que dure la sesión, quien vigilará que el presente Reglamento se cumpla. En los casos de los laboratorios de investigación y/o en los tiempos en que se realice actividades de tesis, servicio social, etc., el académico designado como responsable del laboratorio o en su ausencia el responsable del proyecto de tesis, servicio social, etc., realizarán las funciones de supervisión mencionadas.

**ARTÍCULO 3°** Durante el desarrollo del trabajo experimental, el alumno (usuario) deberá colocar sus útiles (pertenencias) fuera del área del mismo.

**ARTÍCULO 4°** Queda prohibido tocar, oler o probar cualquier sustancia, sobre todo si se desconoce su procedencia y sus características.

**ARTÍCULO 5°** Cualquier muestra que se guarde en los refrigeradores o (anaqueles) deberá estar bien envasada y etiquetada, indicando, fecha, tipo de muestra y nombre del proyecto.

**ARTÍCULO 6°** Las gavetas de los laboratorios serán utilizadas exclusivamente para almacenar todo lo relacionado con el trabajo experimental.

**ARTÍCULO 7°** La preparación de reactivos y soluciones deberán realizarse siempre dentro de la campana de extracción.

**ARTÍCULO 8°** Queda prohibido sacar material, reactivos y equipo de los laboratorios sin autorización.

**ARTÍCULO 9°** El trabajo con sustancias tóxicas, volátiles o inflamables deberá hacerse dentro de la campana de extracción. Estas sustancias deberán almacenarse en áreas específicas y perfectamente señaladas.

**ARTÍCULO 10°** El profesor de asignatura o investigador asesorarán al alumno en el manejo y tratamiento correcto de residuos generados en cada una de las prácticas o proyectos.

**ARTÍCULO 11°** No se permite la presencia de personas no autorizadas en los laboratorios de docencia e investigación, así como en los cubículos de los profesores.

**ARTÍCULO 12°** Este reglamento se dará a conocer a todos los alumnos al inicio del semestre electivo y se recabarán sus firmas de enterados. Asimismo deberá estar en un lugar visible en el laboratorio, al igual que el Reglamento de Higiene y Seguridad para los Laboratorios del Departamento de Ciencias Químicas de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán.

**“POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPIRITU”**

**Cuautitlán Izcalli, Estado de México, junio 15 de 2007**



## **Química** **(Manual de Ingeniería Mecánica Eléctrica)**

Este texto, dirigido a los estudiantes de Ingeniería Mecánica Eléctrica, atiende a la necesidad de dar a conocer la importancia de la química y su relación con el entorno; se han incluido aquí prácticas sencillas cuyo contenido permiten al alumno comprender los principios y usos de la química en la vida cotidiana y en los procesos industriales. Se pretende que el estudiante aplique los conceptos de termodinámica, cinética química; conozca la ley de la velocidad química, la energía de activación y el efecto de la temperatura así como el comportamiento químico de los compuestos y elementos presentes en la naturaleza, los procesos electroquímicos y formas de atacar la corrosión; estudie los principales grupos funcionales y la forma de identificar los polímeros industriales y naturales, entre otros aspectos.

