

8



# UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA

INTERCONVERSION DE ENERGIA QUIMICA Y ELECTRICA  
EN EL NIVEL MEDIO SUPERIOR  
PROPUESTA DIDACTICA.

TRABAJO ESCRITO VIA CURSOS DE  
EDUCACION CONTINUA  
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:  
INGENIERIA QUIMICA  
P R E S E N T A :  
MA. ELISA ARROYO CERVANTES



TESIS CON  
FALLA DE ORIGEN

MEXICO, D.F.



EXAMENES PROFESIONALES  
FACULTAD DE QUIMICA

2002



Universidad Nacional  
Autónoma de México



**UNAM – Dirección General de Bibliotecas**  
**Tesis Digitales**  
**Restricciones de uso**

**DERECHOS RESERVADOS ©**  
**PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

**Jurado asignado:**

**Presidente**

**Profra. Xóchitl Arévalo Mora**

**Vocal**

**Prof. Carlos Mauricio Castro Acuña**

**Secretario**

**Prof. José Bernardo Hernández Morales**

**1 er sup.**

**Prof. José Luz González Chávez**

**2do. Sup.**

**Profra. Rosa Elva Rivera Santillán**

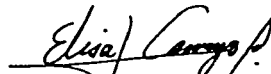
**Sitio donde se desarrolló el tema: Colegio de Bachilleres**

**Asesor:**



**Dr. Carlos Mauricio Castro Acuña**

**Sustentante:**



**María Elisa Arroyo Cervantes**

## Índice

<b>Introducción</b>	<b>1</b>
<b>I. Problemática</b>	<b>3</b>
1.1 Enseñanza de la química en el C.B.	3
1.2 Problema de Investigación	4
1.3 Postura del Colegio para el tema	4
1.4 Propuesta de Enseñanza	4
<b>II. Marco de Referencia</b>	<b>9</b>
2.1 El Contexto: Colegio de Bachilleres	9
2.1.1 Programas de estudio	10
-Ubicación	
-Intención	
-Enfoque	
2.2 Sustento Teórico	13
Contenidos	
-Introducción a la electroquímica	13
-Celdas Galvánicas (Pilas)	17
-Celdas electrolíticas	23
-Aplicaciones	25
2.3 Orientaciones Educativas en las que se base este trabajo	27
2.3.1 Noción de aprendizaje	28
2.3.2 Noción de enseñanza de la Ciencia	28
2.3.3 Noción de Evaluación	30
2.4 Consecuencias para la Enseñanza	30
<b>III. Diseño de la Propuesta</b>	
3.1 Delimitar a quién, en dónde, cuándo y cuánto	32
3.2 Diseño de la propuesta	32
3.3 Instrumentos de evaluación	33
3.3.1 Evidencias de aprendizaje	33
3.3.2 Evaluación de la propuesta	33
• Bitácora	
<b>IV. Operación de la propuesta</b>	<b>34</b>
4.1 Trabajo en el aula	34
4.2 Resultados	37
4.2.1 Evaluación del aprendizaje	37
Conclusiones	44
Sugerencias	45
Reflexión final	45
Bibliografía	46

<b>Anexos (Materiales de apoyo para el alumno)</b>	<b>48</b>
<b>Anexo 1 Evaluación diagnóstica</b>	<b>49</b>
<b>Anexo 2 Esquema del Mapa conceptual para Electroquímica</b>	<b>52</b>
<b>Anexo 2 A Mapa Conceptual de Electroquímica</b>	<b>53</b>
<b>Anexo 3 Modelo de enseñanza para electroquímica</b>	<b>54</b>
<b>Anexo 4 Cuestionario para indagar ideas alternativas</b>	<b>59</b>
<b>Anexo 5 Lectura "Pilas"</b>	<b>60</b>
<b>Anexo 6 Estrategia CTS para pilas</b>	<b>66</b>
<b>Anexo 7 Actividad experimental (Cobrizado electrolítico)</b>	<b>71</b>
<b>Anexo 8 Lectura de las aplicaciones Electroquímicas</b>	<b>77</b>
<b>Anexo 9 Resolución de problemas de lápiz y papel</b>	<b>79</b>

**AGRADECIMIENTOS:**

**A todas aquellas personas que contribuyeron a la realización de este trabajo en especial a:**

**Dr. Carlos Mauricio Castro Acuña.  
Mtra. Emma Margarita Jiménez Cisneros**

**A mi esposo e Hijos por su cariño y comprensión :**

**Andrés, Alejandra y Fernando**

**A quien creyó en mí y me brindó su apoyo incondicional a:**

**Emigdio**

**Con profundo agradecimiento a:**

**Mis Padres**

**y**

**Hermanos**

## ***INTRODUCCIÓN.***

En las la dos últimas décadas en diferentes países del mundo, se ha dado gran impulso a la investigación educativa, en especial en lo referente a la Didáctica de las Ciencias. Esto se ha originado por la dificultad que se presenta en la enseñanza y el aprendizaje de las mismas. De aquí surge la necesidad de orientar la actividad docente hacia una enseñanza constructivista, donde se concibe al aprendizaje como una construcción de conocimientos con las características de una investigación científica.

El Colegio de Bachilleres no es ajeno a esta problemática. La materia de Química tiene altos índices de reprobación, lo que originó que la Institución se haya dado a la tarea de buscar alternativas para dar solución a este problema. Como primer paso se consideró mejorar la calidad de enseñanza del docente, a través de instrumentar diferentes programas como: a) Formación y actualización pedagógica y disciplinaria; b) Especialidad en docencia; c) Apoyos para la realización de postgrados y d) Programas de titulación. De este último surge el Diplomado Básico en Educación Química, el cual tiene un doble objetivo: por un lado formar a los profesores de química en el aspecto disciplinario y didáctico y por otro dar la posibilidad a los docentes que no estén tituiados a optar por la cuarta opción de titulación.

El trabajo que aquí se presenta es producto de este diplomado y está estructurado de la siguiente manera:

En la primera parte se señala la problemática que se vive en la enseñanza y el aprendizaje en el Colegio de Bachilleres, y en especial en el área de química. Se explicita el problema que se aborda con el trabajo, la postura del colegio para enseñar el tema de electroquímica, y se hace la propuesta didáctica, la cual se ve permeada por la cuantificación, la historia, las ideas previas, la resolución de problemas y la importancia que tienen las actividades experimentales en el estudio de la química.

En la segunda parte se describe el marco contextual en el cual se desarrolla el trabajo, el cual contiene: el programa de estudio, el sustento teórico, las orientaciones educativas en las que se basa el trabajo, y las consecuencias que se esperarían en la enseñanza.

En la tercera parte se muestra el diseño de la propuesta, en la cual se describen los contenidos a lograr, así como la secuencia de actividades para alcanzarlos, tiempo para su desarrollo, técnicas de trabajo. En este capítulo se hace también una propuesta de evaluación para la estrategia.

En la cuarta parte se explicita la operación de la propuesta, a través del trabajo realizado en el aula, y los resultados obtenidos.

Finalmente se dan las conclusiones y sugerencias derivadas de la propuesta. También se incluye la bibliografía revisada para desarrollar el trabajo.



## **I. PROBLEMÁTICA.**

A partir de 1991, con el advenimiento de la nueva propuesta educativa en el Colegio de Bachilleres, se estructuraron los programas del plan de estudios, dando a éstos una orientación constructivista. Esto representó un problema para los profesores, por la poca claridad para abordar la nueva propuesta educativa por un lado, y por otro porque no contaban con el perfil requerido para promover este tipo de enseñanza, debido a su formación tradicionalista.

En cuanto a las características de los alumnos que ingresan al Colegio de Bachilleres no son nada halagadoras para tener un buen rendimiento escolar. Por un lado, los alumnos en su gran mayoría no solicitaron como primera opción educativa el Colegio de Bachilleres, por lo que llegan con cierto grado de desmotivación hacia el estudio, además el número de aciertos obtenidos en el examen de selección aplicado por Comipens (Periódico el Universal, 4 de agosto de 2001) es bajo. A esto se deben sumar los problemas que enfrentan los adolescentes en esta etapa escolar y que repercuten de manera significativa en el aprendizaje.

### **1.1 ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA EN EL COLEGIO DE BACHILLERES.**

La enseñanza de la química en el Colegio a partir de los nuevos programas dio un giro sustancial; por ejemplo: a) el no hacer una distinción entre la química orgánica y la inorgánica, b) las actividades experimentales no sólo sirven para comprobar teorías o leyes, sino para construir conocimientos, c) dar prioridad a los concepto más que a la resolución de problemas numéricos, y d) considerar los aspectos históricos-sociales . Esto implicó orientar la formación de los profesores hacia un perfil específico para impartir la materia, considerando como eje fundamental al estudiante, principal beneficiario de las acciones educativas. Esta formación contempla tanto el aspecto disciplinario como el pedagógico, con la finalidad de vincular los conocimientos teóricos y prácticos, así como la didáctica con la disciplina, considerando la práctica cotidiana del docente. En el área de química se ha registrado un gran avance por parte de los profesores para modificar su práctica educativa con este enfoque, sin embargo; a pesar de los esfuerzos realizados todavía falta mucho camino por recorrer. Hasta ahora no se han incorporado en la enseñanza de la química dos temas que tienen gran impacto en el aprendizaje escolar: **Las ideas previas y el enfoque Ciencia, Tecnología y Sociedad (CTS)**, los cuales resultaron una novedad para muchos de los asistentes al Diplomado.

En cuanto a los alumnos, la química no es de sus materias preferidas: ocupa el tercer lugar en índices de reprobación en el Colegio. Este fenómeno se debe a varios factores tales como: la dificultad en la adquisición de conocimientos científicos, el rechazo a estudiar química porque no ven su utilidad y aplicabilidad en la vida cotidiana, no contar con los conocimientos previos requeridos, presentar concepciones erróneas de algunos conceptos lo que contribuye a dificultar todavía más su aprendizaje, y por último el no lograr erradicar la idea de que la química es muy difícil y que sólo los listos la aprueban.

## **1.2 PROBLEMA DE INVESTIGACIÓN.**

El problema que se plantea es cuantificar la interconversión de las energías eléctrica y química; partiendo del conocimiento de pilas y la electrólisis. Se pondrá especial énfasis en calcular la cantidad de material depositado en un proceso electrolítico, a partir de la comprensión de las Leyes de Faraday.

## **1.3 POSTURA DEL COLEGIO EN LA ENSEÑANZA DEL TEMA.**

El programa marca que el tema de interconversión de energías eléctrica y química se revise a nivel cualitativo, dejando de lado la cuantificación y no retoma el aspecto histórico, que se maneja en la descripción de la metodología para abordar los contenidos de los programas de química. Así como tampoco plantea la resolución de problemas, actividad que permitiría regular el grado de aprendizaje de los alumnos sobre los conceptos involucrados. Finalmente se observa que el programa, en algunos temas como es el caso de "pilas" no contempla un enfoque **Ciencia, Tecnología y Sociedad**, a pesar de que es una de las finalidades que se plantea en el área de *Ciencias Naturales*.

## **1.4 PROPUESTA DE ENSEÑANZA.**

En este trabajo se propone abordar el tema de electroquímica desde las siguientes perspectivas educativas: a) la cuantificación en química, b) la historia, c) la actividad experimental, d) un enfoque CTS, e) la resolución de problemas y f) las ideas previas.

Son aspectos que se deben tomar en cuenta en la enseñanza de las ciencias. A continuación se da una breve explicación de cada una, donde se justifica su consideración en la propuesta.

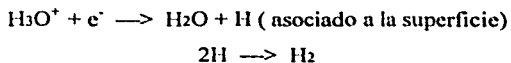
### **A) LA CUANTIFICACIÓN EN QUÍMICA.**

Como ya se mencionó, en la intención de la materia de química, una de las características que se propone para enseñar los contenidos es tomar en cuenta la cuantificación, para explicar fenómenos. El tema es abordado ya en la unidad I del programa de Química I. Sin embargo, este aspecto se deja de lado en el programa de **Química III**, en el que los contenidos se revisan sólo a nivel cualitativo; por tanto, no hay congruencia entre la intención de la materia y los programas. Por otro lado, tampoco existe continuidad entre los diferentes programas que conforman la materia de química.

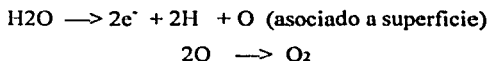
En base a lo anterior, en este trabajo se propone rescatar la cuantificación en química, a través de la realización de una actividad experimental donde se calcule la cantidad de cobre depositado en otro metal, obtenido de un cobrizado electrolítico. Además esta actividad permite aplicar conceptos de física como voltaje y corriente eléctrica, lo que hace que los estudiantes integren conocimientos.

### **B) LA HISTORIA.**

El mejor lineamiento para explicar a los estudiantes las ideas básicas de la física y la química es, indudablemente, trabajar sobre el conocimiento y comprensión de los conceptos científicos modernos que los estudiantes adquieren. Por ejemplo al referirnos a la electrólisis de una disolución de ácido sulfúrico, basamos nuestra explicación en la existencia de iones hidrógeno y iones sulfato libres. Les explicamos que la corriente es transportada a través de la disolución por estos iones. Cuando los iones hidrógeno alcanzan el electrodo negativo se combinan con electrones y se libera hidrógeno gaseoso.



Cuando los iones sulfato alcanzan el electrodo positivo no ceden sus electrones, ya que es más fácil que las moléculas de agua se involucren en el proceso.



Estos procesos pueden ser discutidos a diferentes grados de profundidad, dependiendo del nivel de comprensión de nuestros estudiantes.

Con seguridad, ésta es la única aproximación inicial satisfactoria al problema. Sin embargo, no da a los estudiantes una idea de la forma en que fueron obtenidos estos conceptos modernos. Los

estudiantes fácilmente podrían pensar que cuando se descubrió por primera vez la electrólisis del agua acidificada, la explicación fue obvia e inmediata. No se hace ninguna alusión a las confusiones y controversias que existieron alrededor del problema y que duraron más de un siglo. Los estudiantes podrían estar inclinados a aceptar los conceptos científicos como dogma, que se cree porque es lo que dicen los libros de texto y porque el profesor espera que sean repetidos en el examen. Se deja a los estudiantes sin el conocimiento del drama que representa el descubrimiento, de lo humana y, a veces excéntrica, que es la gente que está involucrada en el establecimiento de los conceptos que hoy aceptamos. No se da oportunidad a que se reflexione sobre los mismos, dificultando más su comprensión.

Obviamente no existe en ningún currículo el tiempo suficiente para ocuparse de la historia de la ciencia en muchos de sus aspectos, tal es el caso del programa de donde se desprende este trabajo, a pesar de que en la metodología de enseñanza propuesta en el programa se menciona la importancia de la historia en el desarrollo de los conceptos, ésta no se incluye al abordar los contenidos.

Por lo anterior, se considera importante introducir dentro de este trabajo un poco de historia acerca de algunos conceptos involucrados en el tema de pilas y electrólisis, como son: los conceptos de voltaje, celdas galvánicas, electrodo, cátodo, ánodo y de como Faraday llegó a sus leyes.

### ***C) LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.***

Los programas de Química fueron estructurados de tal manera, que la actividad experimental juega un papel fundamental en la construcción de conocimientos, por lo que ésta se aleja de una concepción tradicional, acartonada, conductista, intrascendente y ficticia que es la "*práctica de laboratorio*". Es necesario que los profesores y los estudiantes vean la actividad experimental como un trabajo de investigación científica, que puede llevarse a cabo en el salón de clase, en la casa o en cualquier lugar donde sea posible analizar un fenómeno físico, y que el material puede ser de lo más sencillo y cotidiano a lo más sofisticado. Se debe enfatizar que una actividad experimental puede tener diferentes finalidades como: iniciar, desarrollar y consolidar conocimientos, y no sólo como comprobación de los mismos.

### ***D) ENFOQUE CTS.***

En la actualidad la propuesta educativa en la enseñanza de las ciencias, basada en un enfoque CTS, ha cobrado gran importancia en los curriculums escolares, debido a que se ha visto la

necesidad de involucrar a los estudiantes en los problemas originados por los descubrimientos científicos y tecnológicos y sus impactos ambientales. En este trabajo se abordará el tema de las "pilas", que son dispositivos que nos dan una gran comodidad y confort, pero que al mismo tiempo son un gran foco de contaminación, ya que no existe en México un programa para reciclarlas cuando se agotan.

A través de una lectura los estudiantes conocerán los diferentes tipos de pilas, sus ventajas, desventajas en cuanto a costo-beneficio y problemas para desecharlas, con el propósito de crear conciencia en ellos del papel que deben asumir para actuar de manera responsable en cuanto al uso de las mismas.

### ***E) LA RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS.***

El curriculum actual de la enseñanza de las ciencias aborda a ésta como un proceso, más que como una serie de hechos, información diversa, modelos y teorías que deben ser aprendidas. Vista desde esta perspectiva, la enseñanza incluirá como elemento primordial el proceso de "resolución de problemas" como una actividad representativa del quehacer científico. En este tipo de enfoque la atención se centra más en el enfrentamiento con el problema, en su identificación como tal, que en su resolución.

### ***F) LAS IDEAS PREVIAS DE LOS ESTUDIANTES.***

En los últimos años, un tema que ha sido ampliamente estudiado por los investigadores en educación, es lo que se refiere a las ideas previas de los estudiantes sobre ciertos conocimientos. Se ha mencionado que estas ideas representan uno de los principales obstáculos en la enseñanza de las ciencias, por lo que es necesario considerarlas en el proceso de enseñanza-aprendizaje, con el fin de proveer los medios para modificarlas y de esta manera, lograr en el alumno un aprendizaje significativo (Gil y Carrascosa, 1991). A continuación se enlistan algunas de sus características:

- Son espontáneas y personales.
- Implícitas e inconscientes para el propio individuo.
- Persistentes y resistentes al cambio.
- Científicamente incorrectas, superficiales e influidas por lo perceptual.
- Incoherentes y contradictorias entre sí.
- Son simultáneamente personales y compartidas social y culturalmente.

- Algunas se relacionan con aspectos profundos de la persona como son sus valores, creencias, y actitudes.

Dada la importancia de las ideas previas en el aprendizaje de los conceptos, en el proceso de enseñanza se incluirán algunas actividades para detectar algunas de ellas, que la experiencia nos ha reportado que existen; por ejemplo: las ideas sobre corriente eléctrica, la función del puente salino en una celda electroquímica, que el ánodo siempre debe dibujarse del lado izquierdo y el cátodo del lado derecho.

## II. MARCO DE REFERENCIA.

### 2.1 EL CONTEXTO: COLEGIO DE BACHILLERES.

#### 2.1.1 ANTECEDENTES.

El colegio de Bachilleres fue creado por decreto presidencial, en septiembre de 1973, con objeto de impartir e impulsar educación correspondiente al nivel medio superior. Se caracteriza por ser un organismo descentralizado del Estado con personalidad jurídica y patrimonio propio (Modelo Educativo del C.B 1998).

Con respecto a su desarrollo académico, el Colegio de Bachilleres tuvo su primer plan de estudios, siguiendo el modelo propuesto en la XIV Asamblea de la ANUIES. En cuanto a sus objetivos y su estructura académica, el plan de estudios comprende un *núcleo básico* con las materias propedéuticas obligatorias, un *núcleo complementario* con las materias optativas y un *núcleo de capacitación para el trabajo*.

El segundo modelo educativo, surge a partir del establecimiento del tronco común en el Nivel Medio Superior. En junio de 1982, la Junta Directiva del Colegio de Bachilleres resolvió que la institución modificara sus planes de estudio para incorporarse al tronco común.

Se estructuraron y organizaron las asignaturas en función de cinco áreas de conocimiento: Matemáticas, Ciencias Naturales, Ciencias Histórico-Sociales, Metodología-Filosofía y Lenguaje-Comunicación.

Asimismo se da una nueva orientación, estructura y operación a las materias optativas y a las capacitaciones. Los programas fueron diseñados de acuerdo a la Tecnología Educativa, la cual se basa en el conductismo.

En 1989 se postula un Programa para la Modernización Educativa (1989-1994), emitido por el Gobierno Federal, cuyo objetivo para la Educación Media Superior es transformar sus planes y programas de estudio, acordes a los avances científicos y tecnológicos y a las demandas educativas tanto nacionales, como regionales. En este marco en 1991 es que surge el actual **Modelo Educativo del Colegio de Bachilleres** en el cual se recupera la experiencia del Colegio y se incorporan los avances registrados en los ámbitos de la psicología educativa, la pedagogía y la didáctica.

El diseño de un Modelo Educativo en esta institución representa un gran logro en el ámbito educativo. Es la primera ocasión en que se explicitan en un documento las orientaciones

filosóficas, epistemológicas, axiológicas, sociológicas y psicológicas que guían el trabajo del colegio (Jiménez Cisneros 1996).

### 2.1.1. PROGRAMAS DE ESTUDIO.

Con el advenimiento del Modelo Educativo del Colegio, se actualizan los programas de estudio los cuales incorporan las orientaciones arriba mencionadas.

Los programas contienen tres sectores:

1. Marco de referencia. Integrado por ubicación, intención y enfoque. **La ubicación** nos indica el lugar que ocupa la asignatura al interior del plan de estudios, y sobre sus relaciones horizontal y vertical con otras asignaturas. **La intención** informa sobre los propósitos educativos que se espera logren los estudiantes, y **el enfoque** orienta sobre como deben enseñarse los contenidos.
2. Base del programa. Señala los aprendizajes a lograr a través de los objetivos de unidad propuestos; y los objetivos de operación de temas y subtemas precisan los límites de amplitud y profundidad de los contenidos a enseñar.
3. Elementos de instrumentación. Incluyen las estrategias didácticas sugeridas para lograr los aprendizajes establecidos en los objetivos de operación; la carga horaria la cual determina la amplitud y profundidad de los contenidos; las sugerencias de evaluación incluye una propuesta para evaluar en sus tres modalidades: diagnóstica, formativa y sumativa; la bibliografía como apoyo al profesor y al estudiante para el aprendizaje de los distintos temas, y la retícula que muestra las relaciones entre los objetivos y las trayectorias propuestas para su enseñanza de manera gráfica. (Colegio de Bachilleres 1991).

Una vez que se ha dado la estructura de los programas, se dará la ubicación, la intención y el enfoque del programa de asignatura de **Química III** para dar el contexto a este trabajo.

#### UBICACIÓN.

La asignatura de **Química III** se imparte en tercer semestre y, junto con las asignaturas de **Química I** y **Química II** constituye la materia de **Química**.

#### INTENCIÓN.

La intención de la asignatura de química III es que el estudiante caracterice el comportamiento químico de la materia a partir del conocimiento de las reacciones ácido-base y óxido-reducción; y de la aplicación de sus conocimientos en el estudio de la industria petroquímica o de la



fermentación con el fin de que valore las implicaciones de la química en su vida cotidiana y esté en posibilidades de proponer soluciones a los problemas de su entorno.

### **ENFOQUE.**

Se define como la perspectiva desde la cual se estructuran los contenidos y se establece la metodología a seguir para su enseñanza y aprendizaje. El enfoque se presenta en dos ámbitos : el disciplinario y el didáctico.

#### **En el aspecto disciplinario.**

En este enfoque se menciona que la enseñanza de la química debe incluir aspectos históricos, que las explicaciones de los fenómenos deben ir de lo observable a lo no observable. También en importante resaltar que en los programas no se considera la división tradicional entre Química orgánica e inorgánica no obstante que a principios del siglo XIX se planteó la existencia de dos "tipos de química", la de la materia inanimada (química inorgánica) y la de los seres vivos (química orgánica). Esta visión no se adoptó por considerar que los contenidos que se abordan a este nivel son básicos y por tanto, se aplican a compuestos orgánicos e inorgánicos. Por ejemplo, al hablar de modelos de enlaces (puente de hidrógeno) se insiste en la configuración electrónica en compuestos como el agua y el alcohol, sin mencionar que uno es inorgánico y otro orgánico. Una ventaja de integrar a la química es que a futuro se tendrá un mejor entendimiento de la catálisis, la Bioquímica, y la química organometálica. Una desventaja es que en los diferentes currículums de escuelas a Nivel Superior donde se estudia alguna carrera de química, tienen esa división de la química, lo que implica que un alumno egresado del Colegio de Bachilleres que desee ingresar a una licenciatura, carezca de un conocimiento más profundo acerca de la química orgánica.

Los grandes bloques de contenidos presentados para las tres asignaturas de Química se consideran los fundamentales para explicar el comportamiento de la materia-energía; pero para generar la cultura química básica es indispensable que el estudiante maneje un lenguaje específico de la disciplina, reconozca la importancia del análisis y la síntesis para la misma y comprenderla como una ciencia que permite explicar cuantitativamente los fenómenos.

#### **En el aspecto didáctico.**

El desarrollo del proceso de enseñanza-aprendizaje supone que no sólo se aprende de los contenidos sino también de la forma en que estos se enseñan; de este modo, si se pretende que el

estudiante adquiera habilidades lógico-metodológicas, desarrolle actitudes positivas respecto a la disciplina y sea crítico, es necesario utilizar modelos pedagógicos que posibiliten estos fines. (Colegio de bachilleres 1992). En este sentido la práctica educativa está orientada por cinco componentes que conducen a la construcción del conocimiento.

a) Problematicación. Se recomienda iniciar el proceso educativo con el planteamiento de un problema o la presentación de un fenómeno, para que el estudiante cuestione, interroge y finalmente busque respuestas y explicaciones, ejercitando su razonamiento y confrontándolo con sus referentes previos. Puede llevarse a cabo con una experiencia de cátedra, experimental e integradora.

b) Organización lógica e instrumental. Para resolver un problema se requiere de un conjunto de condiciones y acciones que faciliten la interacción del estudiante con el objeto de conocimiento. Esto puede darse a través del método Científico Experimental. Asimismo, se debe permitir que el estudiante reconozca las formas específicas de acercamiento, manipulación, asimilación, reacomodo y construcción de un objeto de conocimiento.

c) Incorporación de la información. En este componente es necesario que el estudiante realice las siguientes acciones: identifique y busque las fuentes de información, pregunte y resuelva sus dudas e incorpore, progresivamente y con la guía del profesor, la información estructuradora que le permita lograr el aprendizaje sobre un contenido curricular definido, con la intención de ir encontrando respuestas pertinentes a problemas relacionados o más complejos.

d) Aplicación. Una vez que el estudiante se ha apropiado de conocimientos nuevos para él, debe verificar si son correctos y suficientes, mediante su aplicación a la problemática planteada y, posteriormente reforzarlos probando su validez o utilidad en otras situaciones más complejas.

e) Consolidación. En esta etapa se fortalece una nueva estructura cognitiva del estudiante temporalmente estable, que abre la posibilidad para un nuevo desequilibrio. Esto implica aprender a pensar, a la congruencia entre su pensar, su decir y su actuar. El docente debe propiciar la consolidación a través de la presentación de situaciones o problemas novedosos que permitan al estudiante la generalización o transferencia del conocimiento construido.

La propuesta didáctica se desarrolló tomando en cuenta el enfoque didáctico y disciplinario.

## 2.2 SUSTENTO TEÓRICO.

Como se mencionó, el trabajo es sobre el Tema 2.3 que corresponde a la Unidad II del programa de Química III. Su objetivo es que el estudiante conozca la interconversión de las energías eléctrica y química, a partir de problemas sobre el estudio del funcionamiento de las pilas y de las aplicaciones de la electrólisis, para que valore sus aplicaciones en la vida cotidiana.

En la propuesta didáctica se incluyen los siguientes contenidos:

- Introducción a la electroquímica
- Interconversión de energía eléctrica y química
- Pilas
- Electrólisis.
- Aplicaciones

## ELECTROQUÍMICA.

### Aspectos Generales.

La electroquímica es una rama de la Físico-Química que estudia las leyes de la interacción y correlación entre los fenómenos químicos y eléctricos. El objetivo de la electroquímica es el estudio de los procesos que tienen lugar en los electrodos durante el paso de corriente eléctrica por una solución (*procesos electroquímicos*).

La electroquímica se puede dividir en dos ramas básicas: *la termodinámica de los procesos electroquímicos* que abarca los estudios del equilibrio del sistema electrodo-solución, y *la cinética de los procesos electroquímicos* que estudia las leyes del curso de estos procesos en el tiempo. Sin embargo la electroquímica también estudia las propiedades de los electrolitos relacionadas con el paso de corriente (conductividad eléctrica, otros).

La importancia de la electroquímica es muy grande, ya que es la base teórica para la elaboración de procesos técnicos como: *la electrólisis y la electrosíntesis*, es decir se obtienen productos químicos en los electrodos al pasar una corriente eléctrica a través de la solución (obtención de cloro, álcalis, obtención y purificación de metales no ferrosos y raros, así como la electrosíntesis de compuestos orgánicos).

Entre otras aplicaciones prácticas de la electrólisis está la galvanotecnia (electrorevestimiento de metales). Otro uso importante de los procesos electroquímicos es la creación de fuentes químicas

de corriente (pilas electroquímicas o galvánicas, incluyendo los acumuladores), cuando la reacción química se emplea como fuente de corriente eléctrica.

Un aspecto a considerar en la didáctica de la ciencias es la historia, por lo tanto, es de vital importancia que los profesores tengan un contexto histórico un poco más profundo acerca de cómo fue la evolución de la electroquímica, las dificultades que se tuvieron que superar; cómo Faraday llegó a sus dos leyes, cómo se desarrollaron los conceptos de: electrodo, anión, catión, ánodo, cátodo y voltaje. A continuación se da una breve reseña histórica de los trabajos de diferentes autores sobre el tema.

### **Electrólisis del agua.**

La primera evidencia clara sobre la electrólisis del agua fue publicada en 1800 por William Nicholson (1768-1840) que había realizado su trabajo en colaboración con Anthony Carlisle (1768-1840). Esta investigación tiene un trasfondo interesante. El 20 de marzo de 1800, Alessandro Volta (1749-1827) de la Universidad de Pavía había enviado a Sir Joseph Banks, que era el presidente de la Royal Society, una carta describiendo las "*pilas voltaicas*" que acababa de construir. Cada una de ellas consistía de una serie de discos de dos metales diferentes, tales como plata o zinc, separados por papel humedecido con salmuera; Volta encontró que se producía corriente eléctrica. Bancks presentó el trabajo a la Royal Society el 26 de junio de 1800 y ese mismo año fue publicado en *Philosophical Transaction*.

Poco después de recibir la carta de Volta, Sir Banks la mostró a Carlisle, quien junto con Nicholson construyeron inmediatamente sus propias pilas voltaicas, utilizando a menudo medias coronas como discos de plata. Cuando sumergieron alambres de cobre de una pila en agua se desprendía hidrógeno gaseoso de uno de los alambres y el otro se oxidaba. Repitieron el experimento utilizando alambres de platino y de oro y ocurría exactamente lo mismo. Nicholson anunció estos resultados en un artículo que apareció antes de que la contribución de Volta fuera publicada.

El descubrimiento de Nicholson y Carlisle de que la electricidad puede producir a partir de agua, hidrógeno y oxígeno, ocasionó una revuelta que ningún otro descubrimiento científico había ocasionado. Para el mismo Nicholson el fenómeno era una verdadera sorpresa, que el hidrógeno se liberara por el contacto con un alambre, mientras que el oxígeno se fijaba en combinación con el otro alambre a una distancia de casi dos pulgadas.

Los experimentos de Nicholson y Carlisle fueron repetidos por Johann Ritter (1776-1810) quien utilizó sus resultados como base para atacar las teorías de Lavoisier, ya que él defendía la teoría del flogisto, además de estar en desacuerdo con la hipótesis de que la química debía ser una ciencia cuantitativa basada en principios de física. Algunos de los experimentos de Ritter fueron hechos en tubos en forma de V, conectados en serie, y aún así observó del desprendimiento separado del hidrógeno y oxígeno en los alambres que estaban conectados a la pila voltaica. A partir de esos resultados concluyó, en un artículo aparecido en 1801, que no era posible que los gases se produjeran por la descomposición del agua, ya que no había forma de que viajaran a través de la disolución hasta los alambres; decía que la verdad -y para enfatizarla lo colocó en una línea de su artículo- era que *"El agua es un elemento"*.

Desde su punto de vista, el oxígeno era agua más electricidad positiva, mientras que el hidrógeno era agua más electricidad negativa.

Después de la publicación del trabajo de Ritter algunos científicos estuvieron de acuerdo en su teoría, y otros tantos estuvieron en desacuerdo, lo que si es cierto es que a partir de él surgieron otras teorías como la de Cuvier, que sugería dos posibilidades: una que decía que había un mecanismo por el cual los gases y otros materiales podían viajar de forma invisible a través de la disolución, y la otra que mantenía que el agua no tenía una composición constante.

El problema de la electrólisis fue también considerado por Humphry Davy (1778-1829), que en 1806 expuso una teoría similar a la de Grotthuss que sugería un mecanismo para el transporte de materiales a través de disoluciones. Davy hizo uso práctico de la electrólisis preparando por primera vez los metales sodio, potasio, bario, magnesio, calcio y estroncio.

Hasta aquí todos los investigadores habían visto a los alambres sumergidos en una disolución --o "polos" como fueron llamados normalmente-- como ejerciendo una *"acción a distancia"* siguiendo una ley cuadrática inversa. Sin embargo una de las contribuciones de Faraday fue demostrar que la situación en la electrólisis es muy diferente.

#### **Aportaciones de Michael Faraday en la electrólisis.**

En 1833 Faraday demostró que la electrólisis puede ocurrir con electricidad producida en diferentes formas, como generadores electrostáticos, celdas voltaicas y peces eléctricos. Específicamente, demostró que la electrólisis puede ocurrir pasando una descarga eléctrica a través de una disolución, sin necesidad de introducir alambres a la misma. Faraday desarrolló un experimento usando dos disoluciones separadas una de otra por un cordón remojado en una

disolución de cloruro de sodio, y que tenía 70 pies de largo. Observó que se desprendían gases de los alambres, y llegó a la conclusión de que el fenómeno no se podía explicar en términos de una fuerza con ley cuadrática inversa entre los alambres y el material en la disolución.

Otro experimento de Faraday fue colocar una disolución cerca de una fuente de electricidad estática, para que así estuviera en un campo eléctrico intenso. No ocurrió la electrólisis; en otras palabras se requería una descarga o que fluyera una corriente.

El hecho de que la electrólisis no se presentara la acción a distancia lo obligó a descartar la palabra "*polos*" e introducir la palabra "*electrodo*" que es la que usamos actualmente. También adoptó los términos de "*anión*" y "*cación*" para referirse a los dos componentes de una sal. Estas palabras fueron derivadas del griego  $\text{ιον}$  (ión) y significa "*algo que se mueve*". Los aniones se mueven hacia el ánodo o electrodo positivo, los cationes hacia el cátodo o electrodo negativo. Es importante aclarar a los alumnos que no siempre la aseveración anterior es correcta como se verá más adelante; el signo de los electrodos va a depender del tipo de celda de que se trate.

Hoy en día tendemos a pensar que las dos leyes de la electrólisis de Faraday son sus contribuciones más importantes en ese campo, pero aún más importante fueron sus experimentos y conclusiones con respecto a la forma en la que ocurre la electrólisis.

Sus leyes fueron deducidas con base en las ideas que tenía de cómo la electricidad interactúa con una disolución. Llegando a la conclusión que en una electrólisis **la cantidad de material depositado depende solamente del producto de la corriente y el tiempo**, es decir de la cantidad de electricidad que pasa a través de la disolución, este es el enunciado de su **Primera Ley**. Por otro lado la electricidad se relaciona con el debilitamiento de las afinidades entre los constituyentes de la materia, la cantidad dependería del peso equivalente de la sustancia desprendida o depositada. Faraday nunca expresó su **Segunda Ley** en la forma explícita utilizada hoy, pero sus experimentos demostraron obedecerla.

Es interesante saber que Faraday dedujo sus dos leyes, que sin duda alguna son correctas, a partir de ideas sobre la electrólisis que eran en gran medida incorrectas. Por ejemplo sabemos ahora que el efecto del flujo de electricidad no es de disociar las moléculas en iones; que, en lugar de esto, los iones ya están presentes y el efecto de la electricidad es moverlos hacia los electrodos, donde son neutralizados. La relación entre la cantidad de electricidad y la cantidad depositada surge, no porque la electricidad se relacione con la disociación, sino porque se relaciona con la neutralización.

Las leyes de Faraday de la electrólisis tienen un significado mucho mayor del que seguramente él les atribuyó, ya que sugirieron que la electricidad por sí misma no era continua y que las partículas de electricidad fundamentales estaban asociadas con los átomos y las moléculas. Los trabajos de Faraday fueron un gran paso para llegar a la teoría electrolítica de disociación de Arrhenius.

Una vez que se ha dado el contexto histórico sobre el origen de los fenómenos electroquímicos, se hará una descripción detallada del funcionamiento de las celdas galvánicas (pilas) y electrolíticas, su utilidad y sus aplicaciones en la vida actual.

Como ya se dijo anteriormente las celdas electroquímicas pueden comprender (1) la producción de una corriente eléctrica mediante una reacción química (celdas galvánicas) y (2) el uso de la electricidad para producir una reacción química, fenómeno conocido como **electrólisis**, el cual se lleva a cabo en una celda electrolítica. En ambos casos intervienen las reacciones de oxidación - reducción.

## 1. CELDAS GALVÁNICAS (pilas).

En el tema 2.2 del programa, se vio que las reacciones de óxido- reducción ocurren porque hay una pérdida y una ganancia de electrones y, como consecuencia de ello, la energía química se manifiesta en forma de calor. Lo anterior sucede siempre y cuando los reactivos estén juntos. Pero existen otras reacciones de óxido- reducción, en las que hay una transferencia de electrones, que son transportados por un conductor. Otra característica de estas reacciones es que las sustancias no están juntas en un mismo sistema, y la energía, se produce en forma de electricidad.

Un sistema electroquímico, celda galvánica o electrolítica, consta de los siguientes elementos.

**Celda.** Consta de un ánodo y un cátodo sumergidos en un electrolito común y conectados entre sí. La celda puede estar en su propio recipiente o ser el compartimiento individual de una pila. La celda completa es el sistema electroquímico.

**Electrolito.** Sustancia soluble en agua y formadora de iones que, por lo mismo, conduce la corriente eléctrica. Ejemplo sales de  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  etc.

**Disolución electrolítica.** La mezcla homogénea de un electrolito en agua. En algunos sistemas electroquímicos el electrolito inicialmente se añade sólido, en "seco", y funde al recibir

electricidad, por ejemplo la celda de Downs para la obtención de sodio metálico a partir de  $\text{NaCl}_{(s)}$ .

**Electrodo.** Cuerpo que intercambia electrones entre el circuito eléctrico y la disolución. físicamente puede ser una tira o placa metálica, una barra de algún material "inerte", como platino, o un sistema que burbujea un gas, como el electrodo de hidrógeno.

**Circuito eléctrico.** Un simple conductor metálico que une a los electrodos externamente al sistema electroquímico. En una celda electrolítica el conductor metálico está conectado a una fuente de corriente directa.

Estas son partes comunes para una u otra celda, ya en la descripción de cada una se mencionarán las características específicas.

A continuación se presenta un esquema de una celda galvánica. Se recomienda que el profesor lo utilice para explicar su funcionamiento.

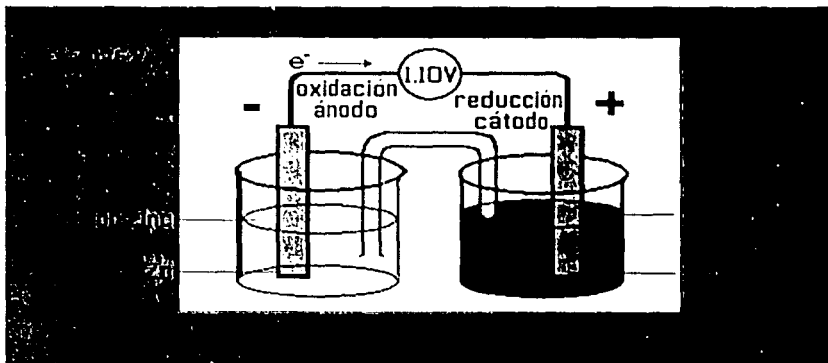


Figura 1

#### FUNCIONAMIENTO DE LAS PILAS.

Lo más importante es aclarar a los alumnos que en una celda galvánica, o en cualquier sistema electroquímico, el mecanismo principal es *la transferencia de carga eléctrica entre materiales con diferentes características*: Por un lado, los electrones metálicos, donde los portadores de carga son únicamente los electrones (*conducción electrónica*) y, por otro lado, el electrolito, donde la conducción se establece a base de iones negativos o aniones y de iones positivos o



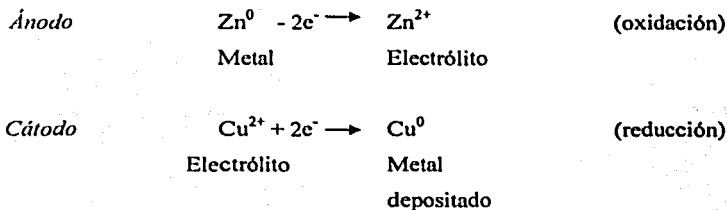
cationes (**conducción iónica**). Las reacciones químicas que ocurren en las interfaces<sup>1</sup> electrodo/electrolito generan el flujo de corriente eléctrica que proporciona la celda ( Rius y Castro, 1995). Un ejemplo de una celda galvánica es la pila de Daniell, constituida por dos semiceldas, una de Zn y otra de Cu (Ver fig. 1)

### Reacciones en una celda electroquímica.

La semicelda de cinc contiene un electrodo de cinc(Zn) sumergido en una disolución acuosa 1M de sulfato de Cinc (ZnSO<sub>4</sub>), y la otra contiene un electrodo de cobre (Cu) sumergido en una disolución de sulfato de cobre(CuSO<sub>4</sub>). Estas celdas deben estar separadas por un puente salino.

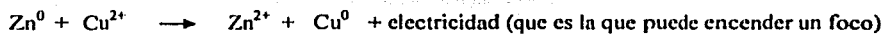
Cuando se conecta los electrodos de cinc y cobre con un conductor se produce una reacción en cada semicelda generando un flujo de corriente que se detecta mediante un galvanómetro o un foco, figura 1. La explicación del fenómeno es la siguiente:

El Zn pasa a la solución como Zn<sup>2+</sup> y los electrones que se depositan sobre el electrodo de cinc viajan a través del alambre hacia el electrodo de cobre. Allí los iones de Cu<sup>2+</sup> aceptan los electrones en la superficie de este electrodo (es decir, el cobre metálico se deposita sobre el electrodo de cobre). En el electrodo de cinc se pierden electrones (*oxidación*), y por lo tanto el electrodo de cinc es el ánodo. En el electrodo de cobre se ganan electrones (*reducción*), siendo este el cátodo. Por último un ion sulfato SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, atraviesa la membrana de izquierda a derecha, para mantener la neutralidad eléctrica y los iones positivos fluyen en sentido contrario. Las reacciones en cada semicelda son:



<sup>1</sup> Interfase: frontera entre regiones homogéneas llamadas fases.

Si se suman las dos reacciones de cada semicelda la reacción global de la celda es:



### ¿Cuál es la función del puente salino en la celda galvánica?

En la pila de Daniell el cinc entra en la disolución y el cobre sale de ella, deben existir en la disolución suficientes iones cinc y cobre (II) para evitar que la reacción de la celda disminuya por la abundancia o la carencia de algunos de los iones. El **puente salino** (*contiene una disolución concentrada de un electrólito fuerte, por ejemplo KCl*) mantiene conectadas eléctricamente las medias celdas.

Es necesario insistir con los estudiantes que este tipo de celdas permiten el aprovechamiento de la *energía química en trabajo eléctrico*, ya que mantiene unidos los electrodos mediante un conductor externo por el que fluyen los electrones. Es este flujo electrónico el que proporciona la energía para que un aparato funcione (Rius y Castro, 1995).

En los últimos años se han realizado numerosas investigaciones para encontrar métodos más efectivos para enseñar el tema de electroquímica. Uno que ha dado buenos resultados es el **Modelo concreto de enseñanza para electroquímica** (Anexo3), el cual explica el funcionamiento de una pila a nivel molecular. Los teóricos Sanger, Greenbowe, Burke y Windschitl sugieren que cuando se van a revisar contenidos de gran complejidad es útil apoyarse en modelos, ya que éstos son un intermediario visual entre el mundo imaginario de la teoría y el mundo que experimentamos. Otro método es el uso de animaciones por computadora como una herramienta de clase para reforzar la capacidad de los estudiantes en visualizar y entender conceptos químicos a nivel molecular (Sanger y Greenbowe, 1997). En esta animación lo que se puede observar es el movimiento de los electrones y los iones. Los electrones del electrodo de Zn viajan hacia el electrodo de Cobre, los iones  $\text{Zn}^{2+}$  pasan a la solución, los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se depositan en el electrodo de cobre y la función que tiene el puente salino. (ver celda de animación).

Con los modelos anteriores se pretende también erradicar algunas *Ideas previas* sobre electroquímica que se reportan en la literatura (Sanger y Greenbowe, 1997). Estos autores sugieren que existen aproximadamente 28 conceptos erróneos sobre celdas galvánicas y celdas electrolíticas; esto dificulta de manera considerable que se tenga un aprendizaje efectivo del tema.

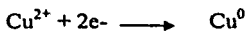
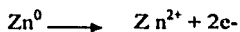
Debido a la gran cantidad de ideas previas y lo difícil que es lograr un cambio conceptual en el alumno, en el desarrollo del tema únicamente se trabajarán tres de ellas: 1) Se cree que la corriente siempre involucra movimiento de electrones, aún en disolución y a través del puente salino; 2) La identidad del ánodo y del cátodo dependen de la colocación física de las medias celdas; y 3) La función del puente salino es transportar a los electrones y no a los iones.

### ¿Cómo predecir si una reacción se llevará cabo en una celda galvánica?

Una forma de predecir si una reacción se llevará a cabo o no, es calculando el potencial de la celda.

Cuando la concentración de ambos electrolitos es 1M y la temperatura 25°C, la pila de Daniell produce una diferencia de potencial estándar de  $E^0_{\text{celda}} = 1.1 \text{ V}$ . A esta diferencia de potencial también se le llama **fuerza electromotriz o potencial de la celda**; que es la fuerza motora que empuja los electrones a través del conductor, acoplado a la celda electroquímica, desde un electrodo al otro, y por lo mismo, también mueve la reacción electroquímica.

La diferencia de potencial eléctrica entre dos semiceldas se mide en volts (V). Esta diferencia de potencial se calcula en base a las reacciones y a la diferencial de potencial estándar de las especies involucradas. En este caso sería el cobre y el cinc. Para calcular la diferencia potencial de una celda, por convención, es el potencial de la especie que se reduce menos el potencial de la especie que se oxida. Podemos escribir:

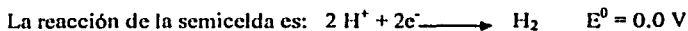


$$E^0_{\text{celda}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

$$E^0_{\text{celda}} = +0.34 \text{ V} - (-0.76\text{V}) = 1.1 \text{ V} \quad (\text{Ver fig. 1})$$

Es importante señalar que un potencial más negativo indica una mayor tendencia a oxidarse, mientras que un potencial más positivo tiende a reducirse. Indicar que los valores de potencial estándar de la tabla de potenciales corresponden a las reacciones de reducción, estos valores no cambian de signo si el proceso que ocurre en la semicelda es una oxidación. (Rius y Castro-Acuña, 1995).

Es necesario aclarar a los estudiantes que no es posible medir una diferencia de potencial de una media celda aislada. Se debe comparar el voltaje de una semireacción con respecto a otra. Esto significa que se puede elegir como referencia cualquier semicelda, para que por comparación con ella se asignen valores a las demás. Por convención se le asignó el valor de 0 a una semicelda de un electrodo de hidrógeno, que se elige como patrón, y en base a este se dan a otras reacciones los valores de potencial.



A continuación se presenta una tabla de potenciales estándar obtenidos experimentalmente cuando los elementos son puros.

Tabla de Potenciales estándar de reducción de algunos metales y algunos halógenos.

Elemento	Reactivo	Producto	$E^0$ (V)
Litio	$\text{Li}^+ (\text{ac}) + \text{e}^-$	Li (s)	- 3.05
Potasio	$\text{K}^+ (\text{ac}) + \text{e}^-$	K (s)	-2.93
Calcio	$\text{Ca}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Ca (s)	-2.87
Magnesio	$\text{Mg}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Mg (s)	-2.37
Aluminio	$\text{Al}^{3+} (\text{ac}) + 3\text{e}^-$	Al (s)	-1.66
Zinc	$\text{Zn}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Zn (s)	-0.76
Hierro	$\text{Fe}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Fe (s)	-0.44
Níquel	$\text{Ni}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Ni (s)	-0.25
Estaño	$\text{Sn}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Sn (s)	-0.14
Plomo	$\text{Pb}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Pb (s)	-0.13
Hidrógeno	$2\text{H}^+ (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	$\text{H}_2$ (g)	0.000
Cobre	$\text{Cu}^{2+} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Cu (s)	+0.34
Iodo	$\text{I}_2 (\text{s}) + 2\text{e}^-$	$2\text{I}^- (\text{ac})$	+0.54
Plata	$\text{Ag} (\text{ac}) + \text{e}^-$	Ag (s)	+0.80
Mercurio	$\text{Hg} (\text{ac}) + 2\text{e}^-$	Hg (s)	+0.85
Bromo	$\text{Br}_2 (\text{s}) + 2\text{e}^-$	$2\text{Br}^- (\text{ac})$	+1.07
Cloro	$\text{Cl}_2 (\text{g}) + 2\text{e}^-$	$2\text{Cl}^- (\text{ac})$	+1.36
Oro	$\text{Au} (\text{ac}) + 3\text{e}^-$	Au (s)	+1.42
Fluor	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	$2\text{F}^- (\text{ac})$	+2.87

## PILAS DE MAYOR USO EN LA VIDA COTIDIANA.

Se sugiere dar a los alumnos además de la lectura de pilas, una clasificación de las mismas para que vean la variedad de éstas, sus características y usos.

### CLASIFICACIÓN DE LAS PILAS

Pilas	Ejemplo	Características	Usos
<b>PRIMARIAS / no se pueden recargar</b>	Leclanché o Celdas Secas	Usa un ánodo de Zn, cátodo de $MnO_2$ y un electrolito acuoso de cloruro de amonio o zinc	Relojes, medidores, cámaras, calculadoras, radios, walkman
	Alcalina $HgO$	Contienen metales pesados (mercurio) son altamente tóxicos. Son muy caras, pero pueden dar aún mayores densidades de energía.	Accesorios para sordera, juguetes.
	Alcalina Zn / Aire	El óxido metálico se reduce, el zinc queda oxidado y resulta una corriente eléctrica	Vehículos eléctricos y audífonos para sordera
	Baterías de Litio	Las celdas primarias pueden tener voltajes de casi 4 V y densidades de energía prácticas excediendo 200 W hr / kg	Relojes, calculadoras
<b>SECUNDARIAS / son Recargables</b>	Pb / Acido	Las celdas son construidas de un cátodo de $PbO_2$ , ánodo de Pb y electrolito de ácido sulfúrico	Autos modernos
	Ni Cd	Estas baterías contienen un cátodo de $Ni(OH)_2$ , ánodo de Cd y electrolito acuoso de KOH	Computadoras portátiles, herramientas de potencia, luces de flash y accesorios médicos
	Baterías de ión Litio	El electrolito de estas baterías en producción actual es líquido y usa un solvente orgánico	Herramientas de potencia, luces de flash.

## 2. CELDAS ELECTROLÍTICAS.

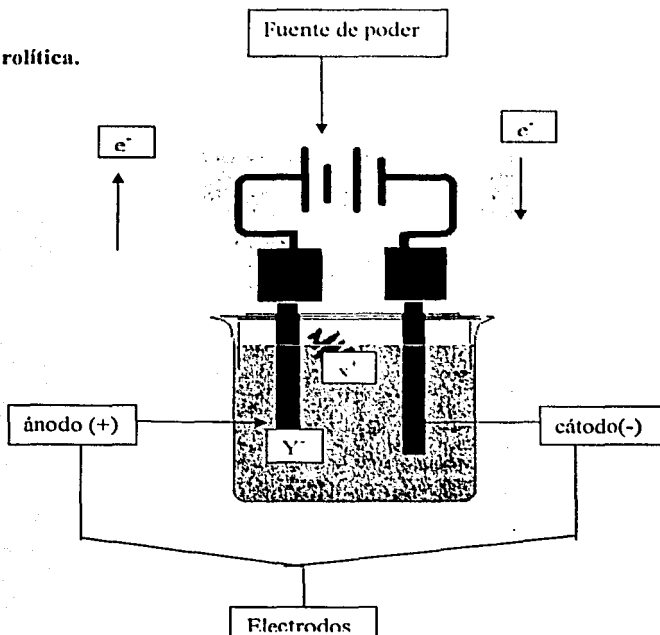
Una celda electrolítica, es un dispositivo que utiliza energía eléctrica para producir ciertas reacciones químicas, de óxido-reducción. Lo que determina que una reacción se produzca o no, es el voltaje con el cual son inyectados los electrones al sistema electroquímico.

## FUNCIONAMIENTO.

En cualquier celda electrolítica ( ver figura 2), se aplica un potencial eléctrico a través de una fuente de corriente directa (batería o generador) con el objeto de generar reacciones de óxido-reducción. En este proceso, un electrodo queda con carga negativa y es llamado *cátodo*. Los iones positivos del electrólito ( $X^+$ ) migran hacia este cátodo y aceptan sus electrones. Así, en el *cátodo se lleva a cabo la reducción*. ( $X^+ + e^- \rightarrow X^0$ ). El otro electrodo adquiere carga positiva por la acción de la corriente directa, y se conoce como *ánodo*. Los iones negativos del electrólito ( $Y^-$ ) migran hacia este ánodo y le transfieren electrones. Con esto se completa el circuito eléctrico. Por lo tanto, en el *ánodo se lleva a cabo la oxidación* ( $Y^- \rightarrow Y^0 + e^-$ ).

**Nota importante.** Se debe hacer la observación a los alumnos que en una celda galvánica el electrodo negativo es el ánodo; pero en una celda electrolítica el electrodo negativo es el cátodo.

Fig. 2.  
Celda Electrolítica.



### **APLICACIONES:**

Una de las aplicaciones más importante de la electrólisis es producir industrialmente aluminio, magnesio y cloro o compuestos como el hidróxido de sodio. Se utiliza también en los recubrimientos electrolíticos por ejemplo: el proceso de **electrodeposición**, el cual se utiliza con distintos fines; entre los más importantes están recubrir superficies metálicas para protegerlas o mejorar su apariencia y purificar metales a través de un proceso de **refinación electrolítica**.

Dentro de las aplicaciones de la electrodeposición están el cromado, el plateado, el chapado de oro. Este proceso puede realizarse con diferentes metales, la única condición es que el objeto que se desea recubrir conduzca la electricidad. De no ser así, éste se impregna primero con polvo de grafito o mediante un proceso químico se cubre con una sal metálica y después se trata con sustancias que reducen los iones metálicos a una oxidación cero.

La refinación electrolítica se utiliza para purificar metales como oro, plata y cobre. Por ejemplo si se desea refinar el cobre se utiliza cobre impuro como ánodo en un celda que contiene sulfato de cobre y ácido sulfúrico. El cátodo suele ser una placa de cobre de alta pureza. La aplicación de un voltaje adecuado resulta en la oxidación del cobre metálico en el ánodo y la reducción de  $\text{Cu}^{2+}$  en el cátodo.

Bajo los electrodos aparecen siempre **lodos**, que contienen elementos valiosos que contaminaban al cobre, como oro, platino, níquel, selenio y telurio. Su separación, purificación y venta reducen el costo de la refinación del cobre.

### **Galvanizado.**

El deterioro gradual de los metales en presencia de oxígeno y humedad provocan la **corrosión** un proceso que comúnmente genera muchos gastos de mantenimiento; para que se tenga una idea del problema, en Estados Unidos se gastan 300 000 millones de dólares al año, que equivale al 4% del Producto Interno Bruto. Una manera de proteger el hierro de la corrosión, es depositando una capa delgada de cinc metálico sobre su superficie. A esta electrodeposición se le conoce como galvanizado. En este caso se utiliza un electrólito de cinc, un ánodo de cinc metálico y el cátodo es la pieza de hierro que se desea cubrir. El hierro galvanizado se utiliza en la fabricación de láminas, tuberías y clavos.

### **Anodizado.**

El anodizado también es un proceso electrofítico que se utiliza tanto con fines decorativos como de protección contra la corrosión. En este método se forma una delgada capa de óxido de aluminio sobre la superficie de aluminio metálico. Se denomina anodizado porque el proceso se desarrolla precisamente en el ánodo de una celda electrolítica.

Por último es conveniente que el profesor haga énfasis en el uso de la electroquímica para sanear el ambiente, como una alternativa para descontaminar el agua, aire y suelo.

Se incluye la lectura de un artículo (Anexo 8), que presenta una propuesta para utilizar procesos electroquímicos como:

- a) Electrólisis directa.
- b) Electrólisis indirecta.
- c) Procesos basados en membranas y/o intercambio iónico.
- d) Electromediación de gases.
- f) Desinfección electroquímica de agua.

Como se puede observar el uso de la electroquímica es de gran relevancia en la vida cotidiana, de ahí la importancia de su estudio.

Para la mejor comprensión de las celdas electrolíticas se va a realizar una actividad experimental (Anexo 7), donde se hará un electrodeposición (cobrizado).

Para llevar a cabo la actividad del electrodeposición es necesario que se revisen con anterioridad las Leyes de la Electrólisis (Leyes de Faraday).

La cantidad de producto formado durante la electrólisis depende de:

- a. La cantidad de electricidad que circula a través de la celda electrolítica.
- b. La masa equivalente de la sustancia que forma el electrólito.

La cantidad de electricidad que circula por una celda electrolítica puede determinarse como el producto de la intensidad de la corriente, expresada en amperios, por el tiempo transcurrido, expresado en segundos;  $Q$  (culombios) =  $I t$ .

Tras efectuar múltiples determinaciones. Faraday enunció las dos leyes que rigen la electrólisis y que son:

**Primera ley de Faraday:** La masa depositada por electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha circulado.



**Segunda Ley de Faraday.** *Al pasar la misma cantidad de electricidad por diferentes electrolitos, las cantidades de distintas sustancias que se transforman en los electrodos (desprendimiento de la solución, cambio de valencia) son proporcionales a los equivalentes químicos de las sustancias en cuestión (Guerasimov, Eriomin).*

Se denomina "equivalente químico" de una sustancia a la masa en gramos de dicha sustancia depositada por el paso de un culombio. De acuerdo con esta definición podemos escribir:

$$m = P t / (96487 n)$$

Donde:

m = masa en gramos que se han depositado

n = número de electrones intercambiados

P = peso atómico del elemento

t = tiempo en segundos

I = intensidad de corriente en amperios

96 487 es el factor de equivalencia entre el Faraday y el Culombio 1F= 96487 C

A la carga de 1 mol de electrones se le dio el nombre de Faradio (F).

$$1 F = 1.06021 \times 10^{19} \text{ C/electrón} \left( \frac{6.0225 \times 10^{23} \text{ electrones}}{1 \text{ mol}} \right) = 96 487 \text{ C/mol.}$$

1 mol

Por ejemplo, se necesita un mol de electrones para que 1 mol de iones  $\text{Na}^+$  se convierta en 1 mol de átomos de sodio (23 g de Na ). Así cuando se pasa un Faradio a través de una celda que contiene  $\text{Na}^+$ , se deposita 1 mol de sodio. En cambio cuando se hace pasar 1 mol de electrones por una celda que contiene  $\text{Cu}^{+2}$ , se deposita únicamente medio mol de Cu (63.5/2 g Cu), ya que se requieren 2 moles de electrones para reducir 1 mol de  $\text{Cu}^{+2}$  (Garritz y Chamizo, 2001).

Esta actividad integra conceptos de otras unidades del programa como: electrólito, reacciones de óxido-reducción, así como conceptos revisados en la asignatura de Física III; corriente eléctrica, voltaje, así como sus unidades. Además de llevar a cabo la cuantificación de un fenómeno químico, que es el objetivo del trabajo.

### **2.3 ORIENTACIONES EDUCATIVAS EN LAS QUE SE BASA ESTE TRABAJO.**

En las dos últimas décadas se ha dado gran impulso a la investigación educativa y en especial lo referente a la Didáctica de las ciencias, esto debido a los problemas que se presentan en la enseñanza y el aprendizaje de las mismas.

La actividad docente se ha orientado hacia una enseñanza constructivista, donde se concibe el aprendizaje como construcción de conocimientos con las características de una investigación científica. Por lo tanto es necesario tomar en cuenta los siguientes aspectos en el momento de llevar a cabo la planeación de nuestros cursos.

### **2.3.1 Noción de aprendizaje.**

En el Modelo Educativo del Colegio de Bachilleres se concibe al aprendizaje como un proceso continuo de construcción del conocimiento. Para ello es necesario que se propicie la interacción del sujeto con el objeto de conocimiento.

Asimismo el logro del aprendizaje requiere de una gran actividad del estudiante; dicha actividad es de naturaleza fundamentalmente interna, por lo cual es necesario tener en cuenta procesos tales como la atención, la memoria, el pensamiento, la imaginación y el lenguaje.

Por otro lado, cuando se desea que los alumnos aprendan contenidos escolares significativamente, se requieren dos condiciones: que el material a enseñar sea **potencialmente significativo**; y segundo: se deben tener presentes los **conocimientos previos e ideas previas** que poseen los estudiantes al momento de iniciar una actividad. Si el estudiante parte de ellos, podrá relacionar de manera sustancial y no arbitraria el nuevo material de aprendizaje con aquellos que ya sabe.

Es recomendable que el profesor reconozca el nivel de desarrollo cognoscitivo de sus alumnos y a partir de ello planee sus actividades. Otro aspecto a considerar en el aprendizaje es el nivel social y cultural donde se va a dar la práctica educativa.

### **2.3.2 Noción de enseñanza de las ciencias.**

La enseñanza se concibe como un conjunto de acciones gestoras y facilitadoras del aprendizaje. Por lo tanto, para lograr una enseñanza efectiva se deben poner en juego las mejores condiciones para que el contenido en cuestión alcance determinado tipo de aprendizaje, dentro de un contexto específico (Gil y Carrascosa 1991).

Algunos investigadores señalan los factores que se deben considerar en lo que **“debe saber”** y **“saber hacer”** un profesor de ciencias para lograr un aprendizaje eficiente en los estudiantes. Primeramente tener dominio de disciplina, lo cual implica que se conozca su historia es decir, como fue la evolución de los conocimientos, su epistemología, una metodología adecuada para construir el conocimiento, estar actualizado en el desarrollo científico, conocer las interacciones

*Ciencia, Tecnología y Sociedad*, seleccionar contenidos de interés y acordes con los tiempos. Por otro lado, debido a una enseñanza tradicional los profesores traen ciertas, ideas espontáneas sobre la enseñanza y el aprendizaje de las ciencias las cuales se resumen de la siguiente manera:

- Una visión simplista de la ciencia y el quehacer científico.
- La actividad científica es para unos cuantos, sólo los genios tienen acceso a ella.
- La actividad científica sólo es para hombres.
- Algunos profesores no están preparados para la actividad docente y esto los lleva a sentirse frustrados, por lo que no tienen una actitud positiva hacia la ciencia, y lo transmiten a sus alumnos.
- Se tiene la idea de que enseñar es fácil, por lo que es necesario que los docentes se den cuenta de la necesidad de trabajar de manera colectiva y de tener un buen conocimiento de cómo se aprende.

Además, un profesor de ciencias debe adquirir conocimientos teóricos sobre el aprendizaje de las ciencias, hacer una crítica fundamentada de la enseñanza, saber preparar actividades, saber dirigir las actividades de los alumnos, saber evaluar y utilizar la investigación e innovación.

La investigación educativa sobre la enseñanza/aprendizaje de las ciencias llevó a los científicos a concluir que son tres los problemas fundamentales que enfrentan los alumnos para el aprendizaje de las ciencias: a) la introducción y el manejo de conceptos, b) las prácticas de laboratorio y c) la resolución de problemas. Éste último quizá sea el que mayor preocupación ocasiona a los profesores, por lo tanto se ha convertido en un tema de especial interés en la investigación didáctica.

¿ Por qué es tan importante la resolución de problemas?, las respuestas más frecuentes a esta pregunta son:

- a) Porque se aplican y clarifican los conceptos.
- b) Se muestra la verdadera comprensión de los conceptos.
- c) Sirven como oportunidades privilegiadas para evaluar.

A partir de lo anterior, en la estrategia propuesta para el tema de “Electroquímica” se trató de incorporar estos dos aspectos que son relevantes en la enseñanza.

### **2.3.3 Noción de evaluación.**

La evaluación es el proceso por medio del cual se recaba información, con el fin de conocer el grado de avance en el aprendizaje alcanzado por los alumnos. A través de la evaluación se detectan las dificultades, errores o deficiencias de los alumnos en la apropiación del conocimiento. A partir de ella se puede regular el proceso de enseñanza-aprendizaje.

El Colegio de Bachilleres en sus orientaciones para la evaluación, propone que ésta se realice en tres modalidades: Diagnóstica, sumativa, y formativa.

*Evaluación diagnóstica.* Informa sobre el nivel de conocimientos con los que cuentan los alumnos al iniciar una etapa de aprendizaje. Explora los conocimientos previos y las ideas previas.

*Evaluación formativa.* Reporta el avance del estudiante en el proceso de enseñanza y el aprendizaje. Se utiliza para retroalimentar, corregir, etc.

*Evaluación Sumativa.* Indica el aprendizaje logrado por los estudiantes como resultado de la intervención pedagógica. Se aplica al término de un tema o una unidad.

En la estrategia se llevarán a cabo dos modalidades de evaluación : la diagnóstica y la formativa.

## **2.4 CONSECUENCIAS PARA LA ENSEÑANZA.**

El hacer una planeación de la enseñanza, implica que el profesor desarrolle metodologías para la enseñanza y el aprendizaje en su área de conocimiento, que reconozca y valore la dimensión educativa, analizando continuamente su práctica docente. Para formar alumnos que sean : críticos, activos, creativos, analíticos e independientes, autónomos y sobre todo que tengan valores (Rueda, 2000), que se han perdido con la globalización. Pero para lograr esto se requiere que se establezca ¿cual es el papel del profesor y cuál el del alumno?.

La función del profesor es actualizarse y profundizar en sus conocimientos disciplinarios científicos, humanísticos y/o tecnológicos. Debe interesarse por los diferentes aspectos que conforman el entorno de los adolescentes, que considere los problemas propios de esta etapa y como influyen en el aprendizaje. Asimismo, que desarrolle habilidades para propiciar actitudes que favorezcan en los estudiantes valores fundamentales en su formación integral para la realización de su proyecto de vida, a partir del reconocimiento de los alcances que su actividad formativa tiene para orientar, fomentar, formar y recrear valores y actitudes positivas en los

estudiantes. Por último es menester que el profesor comprenda el manejo de factores afectivos y motivacionales que afectan en el aula los procesos de enseñanza y de aprendizaje.

El papel del alumno es tener una actitud positiva hacia el aprendizaje, cumplir responsablemente con las tareas encomendadas, participar activamente en el aula, y desde luego mostrar una actitud de respeto hacia sus compañeros, hacia el profesor y con la gente que lo rodea.

### **III. DISEÑO DE LA PROPUESTA.**

#### **3.1 DELIMITAR A QUIEN, EN DÓNDE, CUÁNDO Y CUÁNTO.**

La propuesta se diseñó para ser aplicada a un grupo de tercer semestre de la asignatura de Química III, en el Plantel No. 1 "El Rosario" del Colegio de Bachilleres. Las fechas en las que se llevó a cabo el piloteo fueron el 23, 25 y 29 de octubre de 2001, en un horario de las 7:00 a las 9:00 horas.

#### **3.2 DISEÑO DE LA PROPUESTA.**

La estrategia didáctica tiene el propósito de orientar al profesor acerca de cómo abordar los contenidos del tema de electroquímica, específicamente mostrar a los alumnos la cuantificación de la interconversión de la energía eléctrica y química, a partir del estudio de las pilas y la electrólisis.

La propuesta se llevará a cabo en 4 sesiones con una duración de 2 horas cada una y se desarrollará de la siguiente manera:

##### **SESIÓN 1.**

En la primera sesión se pretende que el alumno comprenda la importancia de la interconversión de la energía eléctrica y química en su vida cotidiana, a través de estudiar el funcionamiento de las pilas.

##### **SESIÓN 2.**

En esta sesión el alumno conocerá qué es la fuerza electromotriz o diferencia de potencial. Así como los diferentes tipos de pilas que existen, su clasificación, su uso, y como afectan al medio ambiente al desecharlas a la basura sin un tratamiento adecuado.

##### **SESIÓN 3.**

El objetivo de la sesión es que el alumno conozca cómo funciona una celda electrolítica, a partir de una actividad experimental (cobrizado electrolítico), así como el valorar la aplicación en la obtención de metales y recubrimientos metálicos.

##### **SESIÓN 4.**

En cualquier proceso de enseñanza, la consolidación de los conocimientos tiene una función privilegiada para lograr un aprendizaje significativo; en esta sesión se proponen actividades como

dar respuesta a preguntas y solución de problemas alusivos al tema. En esta sesión se darán algunas aplicaciones de las celdas electroquímicas para el saneamiento ambiental.

A continuación se da una tabla que muestra la secuencia de las actividades a realizar para cada sesión. En ésta se explicitan los contenidos, objetivos, aprendizajes a lograr, las estrategias de enseñanza, tiempo para cada actividad, forma de evaluar los aprendizajes y la técnica empleada.

### **3.3. INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN.**

#### **3.3.1 EVIDENCIAS DE APRENDIZAJE.**

Se aplicarán diferentes instrumentos para evidenciar el aprendizaje, en el tema de electroquímica.

En la primera sesión se aplicará una evaluación diagnóstica, para recabar información sobre los **conocimientos previos e ideas previas** acerca de: reacciones de óxido-reducción, corriente eléctrica, voltaje, además si piensan que la corriente es energía.

Se solicita llenen un esquema de un mapa conceptual<sup>1</sup> donde se presentan los conectores y los conceptos referentes a electroquímica, se anotan en el pizarrón para ver que tanto conocen del tema.

En la segunda sesión se solicitará resuelvan un ejercicio para detectar ideas previas que se tienen después de revisar el funcionamiento de una celda electroquímica.

En la tercera sesión se aplicará un cuestionario donde las preguntas son referentes al tema de “**pilas**” que intenta concientizar al alumno sobre el uso de las pilas, por su costo beneficioso, y el impacto ambiental que tienen cuando se gastan.

En la cuarta sesión resolverán un cuestionario y problemario, para que apliquen lo aprendido en las sesiones anteriores.

Por último se pedirá que llenen el esquema del mapa conceptual, para contrastar sus conocimientos sobre el tema al inicio de la instrucción y al final de la misma.

#### **3.3.2 EVALUACIÓN DE LA PROPUESTA.**

Se llevó a cabo un registro, donde se anotó lo sucedido en cada sesión en cuanto a las actividades realizadas, el tiempo, la disposición del grupo para la realización de las tareas, la pertinencia de los materiales de apoyo, cuántos alumnos asistieron, los ajustes que se tuvieron que hacer al momento, y las infraestructura para la realización de la estrategia.

---

<sup>1</sup> En el colegio de Bachilleres, es práctica común que desde primer semestre se enseñe a los estudiantes la elaboración de mapas conceptuales.

TABLA 1. SECUENCIA DE ACTIVIDADES PARA UNA ESTRATEGIA DIDÁCTICA

SESIÓN 1

CONTENIDO	OBJETIVO	APRENDIZAJES A LOGRAR	ACTIVIDADES DE ENSEÑANZA	MATERIAL DE APOYO	EVALUACIÓN
CONOCIMIENTOS PREVIOS DE LAS REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN	Que el estudiante identifique las reacciones de óxido-reducción, a partir de ejemplos, con el fin de entender el funcionamiento de las celdas galvánicas y electrolíticas.	-Reconocer las reacciones de óxido-reducción. - Identificar en una reacción la especie que se oxida y la que se reduce. -Determinar el número de electrones cedidos y ganados en la reacción.	<b>FASE DE APERTURA</b> Actividad No. 1 Para iniciar el tema se aplicará una evaluación diagnóstica, con la finalidad de detectar el grado de dominio de los conocimientos previos. <b>Recomendaciones.</b> Para las reacciones de óxido-reducción, se debe dejar claro en los alumnos cual es la especie que se oxida y la que se reduce y los electrones que se transfieren, así como que las sustancias están mezcladas.	Anexo 1. "Evaluación diagnóstica"	Diagnóstica
CONOCIMIENTOS PREVIOS SOBRE CIRCUITOS ELÉCTRICOS	Que los alumnos entiendan los conceptos de intensidad de corriente, resistencia eléctrica y voltaje, a través de ejemplos, ya que se retomarán en el estudio de las celdas electrolíticas y galvánicas.	Tener conocimiento sobre los siguientes conceptos: - Corriente eléctrica. - Voltaje o diferencia de potencial. - Resistencia eléctrica. - Ley de Ohm.	El profesor deberá actualizar los conocimientos previos, utilizando para ello la evaluación diagnóstica. - Los alumnos deben saber que la corriente eléctrica es un flujo de carga debido a una diferencia de potencial. Por lo tanto si no hay diferencia de potencial no existe flujo de carga eléctrica. -El flujo de carga va del extremo de mayor potencial al de menor potencial. -El voltaje es una propiedad de que haya corriente o no. -El voltaje es la energía potencial eléctrica por unidad de carga. Por lo tanto sus unidad es 1 volt = Joule/coulomb - Que un circuito debe estar cerrado para que funcione. - Que la cantidad de corriente que fluye por un circuito depende del voltaje suministrado y de la resistencia que opone el conductor al flujo de carga. (Ley de Ohm).  También se pide a los alumnos que llenen un esquema de un mapa conceptual de electroquímica. Se anotan en el pizarrón la lista de los conceptos involucrados, esta actividad se realiza, para ver que tanto conocen del tema. Técnica: individual, plenaria. Tiempo aproximado 30 minutos.	Anexo 2. "Esquema de mapa conceptual de electroquímica".	



<p>ELECTROQUÍMICA</p>	<p>Que el estudiante conozca que la electroquímica es la rama que estudia los procesos donde hay interconversión de energía eléctrica y química, a través del estudio de las pilas y la electrólisis, para que valore la utilidad en la vida cotidiana.</p>	<p>-Reconocer la importancia de la electroquímica en la vida actual. -Conozca qué es la interconversión de la energía eléctrica y química.</p>	<p>FASE DE DESARROLLO</p> <p>Actividad No. 2</p> <p>Una vez que se han actualizado los conocimientos previos, el profesor contextualizará el tema de electroquímica, mencionando como surge esta rama de la fisicoquímica, así como la importancia de los procesos electroquímicos en la vida actual. Para mostrar al alumno la secuencia en que se abordarán los contenidos se propone utilizar el mapa conceptual elaborado para tal fin. Técnica: Exposición Tiempo: 30 minutos.</p> <p>Actividad No. 3</p> <p>El profesor iniciará el tema con las siguientes preguntas: ¿cómo se genera energía eléctrica?, ¿qué saben acerca de las pilas?, ¿por qué unas pilas duran más que otras?, ¿cuáles pilas son las más recomendables por costo y beneficio?. A través de lluvia de ideas indaga las respuestas. Aclare al grupo que al final del tema se volverán a contestar para contrastar sus conocimientos iniciales y después de la instrucción.</p>	<p>Anexo 2A Mapa conceptual "Electroquímica".</p>	
<p>CELIDAS GALVÁNICAS (PILAS)</p>	<p>Que el estudiante explique el funcionamiento de las pilas, a partir de las reacciones de oxidación-reducción implicadas, para que identifique la transformación de la energía química en energía eléctrica.</p>	<p>- Conocer un poco de historia de las pilas. -Identificar los elementos de una pila y cual es su función. -Escribir las reacciones de oxidación y reducción. -Distinguir la parte iónica y la parte electrónica de una pila. -Conocer con precisión cuál es la función del puente salino - Conocer la forma simplificada de representar una celda galvánica</p>	<p>Es conveniente que el profesor les plique un poco de historia a manera de anécdota para introducirlos un poco más al tema y a la vez motivarlos.</p> <p>Explicará el funcionamiento de las pilas a partir de las reacciones de oxidación-reducción, utilizando para ello el esquema de una pila (fig. 1), donde se muestre las partes que las componen. Al mismo tiempo utilizará el Anexo 3 correspondiente al modelo, para que el alumno pueda visualizar lo que sucede en una celda galvánica a nivel microscópico.</p> <p>Resaltar que los electrones se mueven en el circuito desde el punto de mayor potencial eléctrico al de menor potencial. También que éstos ingresan al sistema electroquímico por el cátodo mediante una reacción de reducción y salen del sistema por el ánodo mediante una reacción de oxidación. Por otro lado exponer que los electrones en la disolución electrolítica no se mueven solos, se transportan como resultado de la migración concertada y simultánea de los iones.</p>	<p>Esquema de una pila en una cartulina.</p> <p>Anexo 3. "Modelo concreto de enseñanza para electroquímica". Otra ruta alternativa puede ser la celda de Animación, en la cual se observa el movimiento de los electrones y los iones. Si se dispone de equipo de cómputo se recomienda este modelo.</p>	

			<p>Insistir con los alumnos y utilizando el modelo, cuál es la función del puente salino, qué es el movimiento de cargas de una media celda a otra.</p> <p><b>Recomendaciones:</b> Debido a la gran cantidad de ideas previas que existen sobre el tema de electroquímica sólo se trabajará sobre tres:</p> <p>a) Los alumnos creen que la corriente siempre involucra movimiento de electrones, aún en solución y a través del puente salino.</p> <p>b) La identidad del ánodo y cátodo depende de la cantidad física de las medias celdas.</p> <p>c) La función del puente salino es transportar a los electrones y no a los iones.</p> <p><b>Diagrama de celda.</b> A veces resulta más práctico utilizar el diagrama de una celda que hacer un esquema para describirla. Por ejemplo para la Pila de Daniell el diagrama es: <math>Zn_{(s)} / ZnSO_4_{(aq)} // CuSO_4_{(aq)} / Cu_{(s)}</math></p> <p>El ánodo siempre se escribe a la izquierda, el cátodo a la extrema derecha; la línea diagonal significa una frontera entre las fases como ocurre entre el Zn de la placa y la disolución de sus iones. La doble línea vertical denota el puente salino.</p> <p><b>Recomendaciones:</b> Insista en la función que tiene el puente salino. Técnica: exposición. Tiempo: 40 minutos.</p> <p style="text-align: center;"><b>FASE DE CIERRE</b></p> <p><b>RECAPITULACIÓN.</b> Se sugiere que a través de una lluvia de ideas se repasen los conceptos vistos en la sesión, ponga especial atención sobre las ideas previas.</p>		
--	--	--	--	--	--

TABLA 1. SECUENCIA DE ACTIVIDADES PARA UNA ESTRATEGIA DIDÁCTICA

SESIÓN 2

CONTENIDO	OBJETIVO	APRENDIZAJES A LOGRAR	ACTIVIDADES DE ENSEÑANZA	MATERIAL DE APOYO	EVALUACIÓN
<p>FUERZA ELECTROMOTRIZ</p>	<p>Que el estudiante explique la tabla de potenciales estándar de los metales, para predecir las reacciones de óxido-reducción</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Conocer que es la fuerza electromotriz o potencial de la celda</li> <li>• En base a qué se construyó la tabla de potenciales estándar.</li> <li>• Predecir si una reacción se lleva a cabo en base a los potenciales estándar de reducción</li> <li>• Calcular la diferencia de potencial de una celda electroquímica.</li> </ul>	<p>Actividad No. 1                      Primero se propone hacer un repaso de la sesión anterior. Haga énfasis en que en una celda galvánica la transferencia de electrones en las reacciones de óxido-reducción ocurren siempre y cuando exista un circuito externo, cual es la función del puente salino, en cual electrodo ocurre la oxidación y en cual la reducción.</p> <p>Técnica Lluvia de ideas                      Tiempo: 30 minutos.</p> <p><b>FASE DE DESARROLLO</b></p> <p>Para iniciar el tema de potencial de una celda inicie con la siguiente                      Problematicación                      ¿ Por qué se usa cobre en las tuberías y no el hierro?                      Para evitar la corrosión de las tuberías de hierro, se utiliza la protección catódica, donde se utiliza magnesio ¿cómo actúa el magnesio? ¿ por qué se oxida primero el magnesio?</p> <p>Para dar respuesta a las preguntas, es necesario que el profesor introduzca el concepto de fuerza electromotriz o diferencia de potencial definiendo a ésta como la fuerza que mueve a las reacciones electroquímicas.                      Esta diferencia de potencial puede calcularse con base en las reacciones químicas que tienen lugar en la celda y el potencial estándar.                      Un potencial más positivo indica una mayor tendencia de las especies a reducirse, un potencial más negativo indica una tendencia de la especie a oxidarse.                      La fem de la celda se calcula mediante la relación:  <math>E_{\text{fem}} = \text{Potencial más positivo} - \text{Potencial más negativo}</math>                      En base a la tabla de potenciales guíe al grupo para que lleguen por ellos mismos a las respuestas; que el hierro tiene un potencial más negativo que el cobre por lo tanto tiende a oxidarse más fácilmente que el cobre. De igual manera el magnesio tiene un potencial mucho más negativo que el hierro por lo tanto tiende a oxidarse.</p>		

			<p>protegiendo la tubería.  Técnica: Individual.  Tiempo: 35 minutos.</p> <p>Actividad No. 3.  Pida resuelvan el ejercicio del Anexo 4, para indagar que conocimientos adquirieron de electroquímica y cómo los aprendieron.</p> <p><i>RECOMENDACIONES: Revise con ellos las respuestas y aclare dudas cada vez que sea necesario.</i></p> <p>TÉCNICA: Binás, plenaria.  TIEMPO: 40 minutos</p> <p style="text-align: center;"><b>FASE DE CIERRE</b></p> <p>ACTIVIDAD EXTRACLASE.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>a) Solicite realicen la lectura del Anexo 5.</li> <li>b) b) Resolver un cuestionario de pilas (Anexo 6), en el cual el alumno va a aplicar sus conocimientos y además va a realizar una pequeña investigación sobre el precio de las pilas.</li> </ol>	<p>Anexo 4." Cuestionario para indagar ideas alternativas de los estudiantes sobre electroquímica".</p> <p>Anexo 5. "Pilas"  Anexo 6. Cuestionario.  Enfoque CTS.</p>	<p>Formativa.</p>
--	--	--	---	---	-------------------

TABLA 1. SECUENCIA DE ACTIVIDADES PARA UNA ESTRATEGIA DIDÁCTICA

SESIÓN 3

CONTENIDO	OBJETIVO	APRENDIZAJES A LOGRAR	ACTIVIDADES DE ENSEÑANZA	MATERIAL DE APOYO	EVALUACIÓN
<p><b>CELDA ELECTROLÍTICAS.</b></p>	<p>Que el estudiante explique el funcionamiento de una celda electrolítica, a través de realizar un cobrizado electrolítico, para que identifique la transformación de la energía eléctrica en química y sus aplicaciones en la vida cotidiana.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>-Conocer como funciona una celda electrolítica.</li> <li>-Que diferencias existen entre una celda electrolítica y una galvánica.</li> <li>-Identificar la transformación de la energía eléctrica en química.</li> <li>-Saber que son lo recubrimientos electrolíticos o electrodeósitos.</li> <li>-Conocer las Leyes de Faraday sobre electrólisis.</li> <li>-Conocer las aplicaciones de la electrólisis en la vida cotidiana.</li> </ul>	<p><b>FASE DE APERTURA</b></p> <p>Actividad No. 1 Solicite entreguen la tarea, y pregunte los problemas que tuvieron para resolverla. Aclare dudas. Tiempo: 10 minutos.</p> <p><b>FASE DE DESARROLLO</b></p> <p>Actividad No. 2 Realizar la actividad Experimental "Cobrizado electrolítico". Remítase al Anexo 7. Solicite al grupo lean el contexto de la actividad experimental, para introducirlos en el tema. Refuerce la lectura con una explicación sobre las celdas electrolíticas; cómo funcionan y sus aplicaciones. Enfatice la importancia de las Leyes de Faraday. Pida al grupo lean la actividad experimental, para que sepan exactamente que es lo que van a hacer.</p> <p><b>TÉCNICA:</b> Equipo. <b>TIEMPO:</b> 1 hora 30 minutos.</p> <p><b>FASE DE CIERRE</b></p> <p>Analice los resultados de la actividad experimental. <b>TÉCNICA:</b> Plenaria. <b>TIEMPO:</b> 20 minutos.</p> <p><b>ACTIVIDAD EXTRACLASE:</b> Solicite al grupo resuelvan los ejercicios del Anexo 9.</p>	<p>Anexo 7. Actividad Experimental "Cobrizado Electrolítico".</p> <p>Anexo 9. Preguntas y resolución de problemas de lápiz y papel para el tema de electroquímica.</p>	<p>Formativa</p>

TABLA. SECUENCIA DE ACTIVIDADES PARA UNA ESTRATEGIA DIDÁCTICA

SESION 4

CONTENIDO	OBJETIVO	APRENDIZAJES A LOGRAR	ACTIVIDADES DE ENSEÑANZA	MATERIAL DE APOYO	EVALUACIÓN
<p><b>CELAS GALVÁNICAS Y CELAS ELECTROLÍTICAS.</b></p>	<p>Consolidar el tema de las celdas electrolíticas y galvánicas, a través de resolver preguntas y problemas, con la finalidad de que el alumno reflexione sobre lo aprendido.</p>	<p>Resolver problemas aplicando los conocimientos de la celdas galvánicas y electrolíticas.</p> <p>Conocer las aplicaciones electroquímicas para el saneamiento ambiental.</p>	<p><b>FASE DE APERTURA</b></p> <p>Actividad No. 1 Revise la tarea junto con el grupo, dando tiempo para la reflexión en la solución de los problemas.</p> <p>TÉCNICA: Exposición. Tiempo: 1 hora 15 minutos.</p> <p><b>FASE DE DESARROLLO</b></p> <p>Actividad No. 2 Entregue a los alumnos el esquema del mapa conceptual aplicado en la primera sesión y pida lo llenen. Escriba los conceptos en el pizarrón y cheque que tanto avanzaron con respecto al primer mapa.</p> <p>TÉCNICA: Individual, plenaria. TIEMPO: 15 minutos.</p> <p><b>FASE DE CIERRE</b></p> <p>Haga una recapitulación sobre los aspectos más relevantes de las celdas electrolíticas y celdas galvánicas, así como de las aplicaciones de las primeras en descontaminar el agua, suelo y aire. Apóyese en el Anexo 8.</p> <p>TÉCNICA: Lluvia de ideas. TIEMPO: 30 minutos.</p>	<p>Anexo 9. Preguntas y resolución de problemas de lápiz y papel para el tema de electroquímica</p> <p>Anexo2. "Esquema del mapa conceptual".</p> <p>Anexo 8. Aplicaciones electroquímicas para el saneamiento ambiental.</p>	<p>Formativa.</p>

## IV. OPERACIÓN DE LA PROPUESTA.

### 4.1 TRABAJO EN EL AULA.

REGISTROS LLEVADOS A CABO DURANTE LA OPERACIÓN DE LA ESTRATEGIA (BITÁCORA).

#### SESIÓN 1

<b>Diseño</b>	<b>Operación</b>	<b>Ajustes</b>
<p><b>Fase de apertura</b> 1. Evaluación diagnóstica.</p> <p>2. Se utiliza el esquema de un mapa conceptual (Anexo 2) para detectar los conocimientos que tienen sobre electroquímica.</p> <p><b>Fase de desarrollo</b> 3. Introducción al tema por parte del profesor, a partir de la historia.</p> <p>4. Exposición del profesor para explicar el funcionamiento de las pilas, utilizando un esquema y un modelo.</p> <p><b>Fase de Cierre</b> 5. Se hace una recapitulación de los conceptos revisados, y se asigna una tarea extraclase, que consiste en realizar la lectura de Pilas.</p>	<p>Demostró que los alumnos no tenían los conocimientos previos para abordar el tema.</p> <p>Se solicitó llenaran el mapa con los conceptos que previamente se escribieron en el pizarrón. La mayor parte del grupo no contaba con conocimiento sobre el tema.</p> <p>Utiliza el mapa conceptual elaborado para tal fin (Anexo 2A).</p> <p>Se trabajó con el prototipo del modelo concreto de enseñanza (Anexo 3)</p> <p>No se llevó a cabo la recapitulación por falta de tiempo.</p>	<p>Se asignó un tiempo para actualizar los conocimientos previos. Tiempo total 60 min y se disminuyó el número de reactivos.</p> <p>Se ajustó el tiempo a 20 minutos.</p> <p>Se propone trabajar con un Software educativo a través de dibujos con animación para que el alumno vea la trayectoria de los electrones, el movimiento de los iones, etc..</p> <p>Resolver el cuestionario relativo a pilas, una vez realizada la lectura.</p>

## SESIÓN 2

Diseño	Operación	Ajustes
<p><b>Fase de apertura</b></p> <p>1. Se lleva a cabo una retroalimentación de la clase anterior.</p> <p>2. Se recupera los contenidos de la lectura.</p> <p><b>Fase de desarrollo</b></p> <p>3. Utilizando la lectura del fascículo se aborda el tema de fuerza electromotriz o potencial de una celda.</p> <p>4. Se resolvió un ejercicio para detectar las ideas previas que están trabajando los alumnos</p> <p><b>Fase de Cierre</b></p> <p>5. Se hace una recapitulación de los conceptos revisados, y se asigna una tarea extraclase. Lectura de la actividad experimental (Anexo 7), con el fin tener un contexto sobre el cobrizado electrolítico</p>	<p>Se trabajó sobre las ideas previas ya especificadas en la tabla de actividades, utilizando el modelo de enseñanza.</p> <p>Sólo 7 alumnos realizaron la lectura. Se dio tiempo para resolver el cuestionario en la clase.</p> <p>Este tema no presentó mayor problema para los alumnos.</p> <p>Se detectaron muchos problemas en el ejercicio sobre todo al determinar en una celda electroquímica el elemento que se oxida y el que se reduce, la función del puente salino y por donde viajan los electrones.</p>	<p>Se solicitó que realizaran la lectura en el momento, lo que implicó que se hicieran ajustes al tiempo destinado para la actividad siguiente.</p> <p>Se tuvo que presentar nuevamente el modelo de enseñanza para dar otra vez una segunda explicación de las celdas electroquímicas a nivel molecular. Por lo que se tuvo que hacer ajustes en el tiempo destinado para la actividad.</p>



### SESIÓN 3

<b>Diseño</b>	<b>Operación</b>	<b>Ajustes</b>
<p style="text-align: center;"><b>Fase de apertura</b></p> <p>1. Se recuperó el contenido de la lectura.</p>	<p>Sólo 5 alumnos la realizaron.</p>	<p>Se les pidió a los alumnos que en el momento realizaran la lectura. Por lo que de nuevo se hacen ajustes al tiempo.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Fase de desarrollo</b></p> <p>3. Se propuso realizar una actividad experimental (Anexo 7) para revisar el tema de celdas electrolyticas.</p>	<p>No se realizó la actividad experimental propuesta, porque no hubo el equipo adecuado, y tampoco el espacio físico para realizarla. La actividad que se llevó a cabo con este grupo consistió en depositar cobre en una llave usando como ánodo un electrodo de carbón. Con esta actividad los alumnos solamente pudieron observar el aspecto de la llave.</p>	<p>Que se realice la actividad experimental propuesta, es decir que se calcule la cantidad de cobre que se deposita, y los alumnos puedan verificar el cumplimiento de las leyes de Faraday.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Fase de Cierre</b></p> <p>4. Se pide a los alumnos analicen los resultados de la actividad experimental.</p>	<p>La actividad del cobrizado se realizó con un grupo de tercero del Plantel No. 4. Los resultados obtenidos fueron bastante aceptables.</p>	<p>La actividad resultó muy motivadora para los alumnos querían volverla a realizar para hacer un chapeado con oro.</p>

**NOTA:** . La cuarta sesión no se llevó a cabo porque no hubo compatibilidad de horario entre los tiempos de entrega de este producto y los tiempos de clase en el plantel.

## 4.2 RESULTADOS DE LA APLICACIÓN DE LA ESTRATEGIA.

### 4.2.1 EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.

A continuación se darán los resultados de la evaluación diagnóstica. Se agruparon las respuestas.

Muestra de 31 alumnos.

Pregunta	Respuesta correcta	Respuesta incorrecta	No contestaron	Observaciones
1. Identificar reacciones de óxido-reducción.	15	14	2	Se piensa que sólo las reacciones que tienen oxígeno son de óxido-reducción.
2. Se introduce una lámina de Zn en una solución de Sulfato de cobre. Se pide identificar el elemento que se oxida y el que se reduce.	6	5	20	Si no se da la reacción el alumno no identifica la especie que se oxida y la que se reduce. Sin embargo afirman que el color azul del sulfato va a desaparecer y se va a formar una sustancia de color rojizo.
3. Identifican en una reacción cuál es la especie que se oxida y cuál la que se reduce	11	13	7	
4. ¿Cuáles sustancias son buenas oxidantes y cuáles son reductoras?	25	5	1	Los alumnos si identifican al oxígeno y agua oxigenada como agentes oxidantes, presentan dificultad para identificar al hidrógeno como agente reductor.
5. ¿Qué tienen en común la oxidación de una reja y la combustión del metano?	3	27	1	No identifican que el elemento común en ambas reacciones es el oxígeno

6. En cuál arreglo brillará el foco?	30	0	1	Saben que para que encienda un foco en un circuito, éste debe estar cerrado.
7a. ¿En qué montaje brillará el foco?	18	8	5	La sombra de los focos en los dibujos provocaron confusión en las respuestas, esto sucede cuando no se elabora un reactivo adecuadamente.
7b. ¿En qué montaje hay corriente?	13	18	0	Se tiene la idea de que la corriente está almacenada en las pilas.
7c. ¿En qué montaje hay voltaje?	4	26	2	La creencia es pensar que el voltaje sólo se presenta cuando existe la corriente.
8a. El Foco consume corriente eléctrica.	3	27	1	Los alumnos no tienen claro que la corriente es un flujo de cargas eléctricas y que éstas se conservan.
8b. El foco conduce la corriente eléctrica.	11	19	1	No tienen claro que un foco tiene un punto de entrada y uno de salida, y que la corriente circula por un hilo continuo desde la entrada hasta la salida.
8c. El foco obstaculiza el paso de la corriente eléctrica.	8	23		No consideran al foco como una resistencia.
9a. El voltaje puede presentarse sin una corriente eléctrica.	12	17	2	No conciben que el voltaje de una pila se pueda medir sin necesidad de que esté conectada a ningún circuito.

9b.El voltaje y la corriente eléctrica se presentan siempre juntos.	10	19	2	Hay que aclarar que el voltaje es una propiedad de la pila , independientemente de que haya o no corriente
9c.La corriente eléctrica no puede presentarse sin un voltaje.	19	10	2	La tendencia de los alumnos es que efectivamente no existe corriente sin un voltaje.
9d. La corriente eléctrica es energía.	1	29	1	Este concepto está muy arraigados en los estudiantes y se ha visto que es difícil de erradicar.
9e. El voltaje es energía.	11	18	2	Hay una confusión entre el concepto de voltaje y de corriente.

La tabla muestra que en el grupo no se tienen los conocimientos previos mínimos para abordar el tema, por lo tanto es necesario actualizarlos.

### INDAGACIÓN DE LAS IDEAS PREVIAS.

En la estrategia se trabajó sobre 3 ideas previas que reporta la literatura que existen al abordar el tema de celdas electroquímicas.

Idea previa	Antes de mostrar el modelo de enseñanza		Después de mostrar el modelo	
	Sí	No	Sí	No
1. Los alumnos creen que la corriente eléctrica siempre involucra movimiento de electrones, aún en solución	33	0	27	6
2. La Función del puente salino es	33	0	23	10

transportar los electrones y no los iones.				
3. La identidad del ánodo y el cátodo depende de la colocación física de las medias celdas.	33	0	33	0

Como se puede observar las ideas son tan resistentes que, persisten a pesar de la instrucción. Lo que quiere decir que se debe trabajar más sobre ellas.

#### Evaluación del tema de pilas.

Otra evidencia de aprendizaje que se obtuvo, fue lo referente al tema de "Pilas", esta evaluación aparte de conocimientos, evaluó también actitudes, porque los alumnos tenían que investigar ciertos datos

**Actividad No. 1** Se dejó realizar una lectura para que conocieran los diferentes tipos de pilas.

Sólo la realizaron 7 alumnos de los 29 que formaba el grupo.

Lo que refleja que la parte afectiva sí es muy importante, no sintieron un compromiso con la profesora suplente.

#### Actividad No. 2

Respuestas al cuestionario del Anexo 6 .Contestaron 5 alumnos, el resto de grupo lo estaban resolviendo en clase. Los resultados se muestran en la tabla que sigue.

**A. ¿Estás de acuerdo con estos datos. Explica. Si no coincides con esta información ¿En cuál aparato de tu casa se gastan más pilas?**

Las respuestas se dan en la siguiente tabla.

Walkman	Control remoto	Cámaras fotográficas.	Celular	despertador	No contestaron
6	14	1	1	1	6

**B) Apoyándote en la lectura de "Pilas", la tabla de clasificación de las pilas y la gráfica anterior, ¿en qué casos consideras necesario el uso de pilas, y en que casos no?**

En primer lugar colocan a las pilas para marcapasos y sordera como necesarias, después las pilas para coches. Ellos creen que se puede prescindir de pilas para celulares, juguetes cámaras fotográficas, Walkman y controles remoto. Incluso consideran que estas últimas son un lujo.

Para las preguntas C), D), E) y F) no hubo respuestas. Estas preguntas implicaban una investigación extraclase. Como no hubo compromiso de dar puntos extras sobre la calificación, los alumnos no cumplieron con las tareas extraclase.

### Actividad No. 3

Para consolidar el tema se realizó la lectura en conjunto "Una pila revolucionaria", con la finalidad de actualizarlos en las investigaciones tecnológicas acerca de las pilas.

Se les plantearon algunas preguntas para que dieran su opinión sobre el uso y desecho de las pilas, con el fin de concientizarlos de la importancia de su actuación como estudiante, para cuidar el medio ambiente.

1. Tu como estudiante ¿de qué manera podrías contribuir a no contaminar el medio ambiente, en lo que se refiere al uso de pilas?

No depositarlas en la basura	Ayudar en campañas de reciclaje	Almacenarlas en lugares especiales.	No utilizar pilas de mercurio	Evitar usar pilas en algunos aparatos	No contestaron
7	5	6	3	3	5

Las respuestas muestran que muy pocos alumnos no consideran la posibilidad de no usarlas. Pero se nota que sí entendieron la necesidad de cuidar el medio ambiente al hacer un buen uso de las pilas.

2 ¿Si fueras un gobernante que acciones implementarias para el buen uso de las pilas?.

Obligar a los fabricantes a poner leyendas de cómo desecharlas.	Hacer campañas permanentes para ahorrar energía.	Crear depósitos para almacenarlas y multar a quienes las tiren a la basura.	Comunicar a la sociedad del peligro del uso de las pilas.	Prohibir la venta de pilas que contienen sustancias muy contaminantes.
1	10	8	1	9

Los alumnos tienen buenas ideas para prevenir la contaminación por el uso de pilas. Les impactó el saber que una pila botón de mercurio, para desecharla gasta 600 000 litros de agua, que es lo que consume una familia de 4 miembros durante toda su vida.

**Respuestas a las preguntas planteadas al inicio del tema.**

1. Los alumnos saben cómo generar corriente eléctrica a través de reacciones químicas.	Si	No	No contestaron
	4	15	10

2. ¿Qué sabes acerca de las pilas	Que contaminan	No contestaron
	11	19

**3. ¿ Por qué unas pilas duran más que otras?**

Sólo 5 alumnos contestaron esta pregunta, a pesar de que ya se había revisado el tema de como funcionan las pilas, y se les dejó la lectura.

**4. ¿Cuál pila es mejor?**

19 alumnos contestaron que las pilas verdes porque no contaminan, otros 10 dicen que las de Ni-Cd, porque contaminan pero duran mucho por lo que no es necesario estar comprando más de las otras.

**5. Cuando se agotan las pilas que utilizas que hacen con ellas.**

Todo el grupo contestó que las tiran a la basura.

**RESULTADOS OBTENIDOS EN LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL (COBRIZADO ELECTROLÍTICO) POR UN GRUPO DE TERCERO DE QUÍMICA DEL PLANTEL No.**

4.

La actividad experimental la realizaron 32 alumnos.

¿QUÉ RESULTADOS OBTUVE?

Completa la tabla con los datos que se solicitan.

Intensidad de corriente en (A)	Tiempo de electrodepósito (s)	Masa inicial del electrodo (g)	Masa final del electrodo (g)	Masa depositada (mf-mi)	Masa teórica (g)	Porcentaje de error
0.10	900	27.7099	27.7449	.0350	.0296	8.24%
0.15	900	27.7449	27.7934	.0485	.0444	9.23%
0.20	900	27.7934	27.8575	.0641	.0592	8.24%
0.25	900	27.8575	27.9357	.0782	.0740	5.67%

**RESPUESTAS A LAS PREGUNTAS DE LA ACTIVIDAD EXPERIMENTAL.**

PREGUNTA	RESPUESTA	OBSERVACIONES
1. Las masas calculadas teóricamente fueron igual a las obtenidas experimentalmente?. Si no fue así a qué crees que se debe?. Argumenta tu respuesta	Los alumnos respondieron que no, y algunos de sus argumentos fueron: a) No secaron bien el electrodo donde se depositó el cobre porque la mufla estaba fallando. b) Tuvieron un poco de problemas en mantener una corriente constante hubo pequeñas variaciones. c) Que no sacaron varias mediciones por lo que no se hizo un promedio, para disminuir el error.	Los resultados de las masas fueron bastante aceptables, hubo menos de un 10% de error de la masa teórica comparada con la experimental. Debido al tiempo para realizar la actividad cada equipo realizó sólo una medición.
2. ¿Existe una relación de proporcionalidad entre la corriente aplicada y la masa de cobre depositada?	17 estudiantes mencionan que no existe proporcionalidad entre la masa y la corriente pero que si hay una relación directa entre las dos. Los 15 restantes no reconocen cuando dos variables presentan proporcionalidad.	El grupo tiene problemas para identificar cuando dos variables son directamente proporcionales.
3. ¿Cuál electrodo utilizaste	20 alumnos contestaron	Hay dificultad para identificar



como cátodo y cuál como ánodo?	correctamente y 12 incorrectamente.	cual electrodo funciona como cátodo y cual como ánodo en una celda electrolítica..
4. ¿En cuál electrodo ocurre la oxidación y en cuál la reducción?	30 acertaron y dos dieron una respuesta errónea.	El grupo pudo distinguir donde ocurren las reacciones de oxidación y reducción.
5. Escribe las reacciones de oxidación y reducción que ocurren en la celda.	10 alumnos escribieron las reacciones correctamente y 22 no.	Los alumnos pueden identificar bien las reacciones de óxido-reducción de las medias celdas, pero no pueden escribirlas.
6. Si se invierte el sentido de la corriente, ¿qué observarías?	No hubo respuestas para esta pregunta	
7. Ya podrías contestar: ¿cómo se lleva a cabo un chapeado de oro?	Todo el grupo contestó que a través de un electrodeposición de oro.	

Este grupo presentó características diferentes a las del plantel No. 1 donde se piloteo la estrategia. a) El profesor del grupo piloteo la actividad experimental, b) Los alumnos ya habían revisado bien el tema de óxido reducción, cosa que no ocurrió con el otro grupo, y c) La disposición de grupo fue excelente.

## CONCLUSIONES.

A partir de la aplicación de la estrategia en los dos grupos, y con los resultados obtenidos se dan las siguientes conclusiones:

1. En la operación de la estrategia las condiciones fueron especiales, el grupo que participó era prestado.
2. Hubo poco compromiso del grupo para realizar las tareas extraclase. No era su profesora y no contaba para su calificación.
3. No existían los conocimientos previos requeridos.
4. La operación de las estrategias depende de factores administrativos, como la disponibilidad de laboratorios.
5. La cuarta sesión no se llevó a cabo porque no hubo compatibilidad de horario entre los tiempos de entrega de este producto y los tiempos de clase en el plantel.
6. Operación de estrategias sin reflexión posterior no tiene sentido.

7. El cambio conceptual debe ir a la par con el cambio actitudinal y metodológico.
8. Para lograr un cambio conceptual, se requiere de mucho tiempo, y en la estrategia, no se incluyeron actividades de autorregulación, que son indispensables para hacer que el alumno sea independiente.

#### **SUGERENCIAS:**

1. Cuando se requiere pilotear una estrategia que lo haga el profesor del grupo.
2. Si lo hace el investigador, que el profesor del grupo le de peso a la calificación de los productos.
3. Se debe dar más tiempo e importancia al tema.
4. Es necesaria la búsqueda de estrategias que promuevan el cambio conceptual.
5. Se disminuya el número de contenidos para poder verlos en profundidad y consolidarlos.

#### **REFLEXIÓN FINAL:**

Con base en estrategias elaboradas por profesores (Estrategias de Intervención Pedagógica), este tema se aborda de manera muy superficial, por la complejidad del mismo.

Cuanto este tema se analiza de manera cuantitativa, es integrador porque vincula una gran cantidad de conceptos incluso de otras asignaturas por ejemplo: intensidad de corriente eléctrica, voltaje, resistencia eléctrica, que se revisan en Física III; o conceptos que se trataron en otras unidades del programa de Química III, reacciones de óxido-reducción, electrólito, concentración, etc.

Este tipo de estrategias debe servir para estructurar los programas, tomando en cuenta la secuencia de actividades para abordar los contenidos, la profundidad de los mismos, el tiempo sugerido y cómo evaluar el aprendizaje.

## BIBLIOGRAFÍA

- Burns, R.(1996). Fundamentos de Química. Prentice Hall. Hispanoamericana. México.
- Burke, K.A., Greenbowe, T. J. and Windschitl, Mark A.(1998). Developing and Using Conceptual Computer Animations for Chemistry Instruction. Journal of Chemical Education. Vol. (75) No.12, 1658-1660.
- Colegio de Bachilleres (1998). Modelo Educativo. Dirección de Planeación Académica.
- Colegio de Bachilleres (1997). Orientaciones para la evaluación del Aprendizaje. CEPAC/Depto. de evaluación.
- Charlot, G. (1971). Química Analítica General. Toray-Masson, S.A. Barcelona.
- Daub, G.W y Seese, W.(1996). Química. Prentice Hall. Hispanoamericana, S.A. México.
- De Pro Bueno, A. (1999). Planificación de Unidades Didácticas por los Profesores: Análisis de Tipos de Actividades de Enseñanza. Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales. Universidad de Murcia.
- Burke, K.A., Greenbowe, T.T. and Windschitl. (1998).
- Garritz, A. y Chamizo, J.A.(2001). Tú y la Química. Prentice Hall. México.
- Gill, D. y Carrascosa, J. (1991). La Enseñanza de las Ciencias en la Educación Secundaria. Universitat de Barcelona. ICE-Horsori. España.
- Guayasamin (1994). Química una versión Moderna. Limusa Noriega Editores. México.
- Guerasimov, V., Dreving, E., Eriomin, A., Kseliov, V., Lebedev, G. Y Panchenkov, A.(1971). Curso de Química Física. Mir. Moscú.
- Hierrezuelo, M. J. y Montero, M. A.(1988). La Ciencia de los Alumnos. Cuadernos de Pedagogía. LAIA/MEC. España.
- Huddle, P.A. Dawn M.(2000). Using a Teaching Model to Conect known Misconceptions in Electrochemistry en Journal of Chemical Education. Vol. (77) No.1, 104-110.
- Ibáñez, J.(1997). Aplicaciones electroquímicas para el saneamiento ambiental en Educación Química. Vol.(8), 43-45
- Jiménez, E.(1996). Diagnóstico y Análisis de la enseñanza de la Física en el Colegio de Bachilleres. Universidad Nacional Autónoma de México (Escuela Nacional de Estudios Profesionales "Aragón").

- Lahore, S:A.(2000). Una base metodológica para la enseñanza de la Química, en **Centro de Investigación en Electroquímica**. (7) No. 3, 307-308.
- Página Urbano Ambiental (1998). Las Pilas en Junta de Andalucía **Consejería de Educación y Ciencia**.
- Pozo, M. J. y Gómez, C. M.A.(1998). Aprender y enseñar Ciencia. Ediciones Morata, S.L. Madrid
- Quesada, R.(2001). Cómo Planear la enseñanza estratégica. Limusa. Noriega Editores. México.
- QuimCom.(1998). Química en la Comunidad en **American Chemical Society**. Addison Wesley Iberoamericana. Estados Unidos.
- Ramírez, y Espriella (1997). Esencia Molecular de la Química. Autores Independientes. México.
- Reyes, B.Y (1999). Formación continuada del profesorado de Ciencias. en **Organización de los Estados Iberoamericanos**. Madrid-España.
- Rius, M. y Castro-Acuña, M . (1995). La Química hacia la Conquista del Sol. Fondo de Cultura Económica. México.
- Rueda, A. C.(2000). El enfoque Ciencia,Tecnología y Sociedad. Los Valores y la educación: Algunas Reflexiones. Conferencia para Universidad de Chapingo.
- Runo, J. y Peters D. (1993). Climbing a Potencial Ladder to Understanding Concepts in Electrochemistry en **Journal of Chemical Education**.(70) No. 9,708-713.
- Sanger, M.J., Greenbowe, T.J. (1999). An Analysis of Collage Chemistry Texbooks as Sources of Misconception and Errors in Electrochemistry en **Journal of Chemical Education**.(76) No.6. 853-860

**ANEXOS**

**MATERIALES DE**

**APOYO**

**ANEXO 1**  
**COLEGIO DE BACHILLERES**  
**DIPLOMADO BÁSICO EN EDUCACIÓN QUÍMICA**  
**EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA**

Nombre de alumno \_\_\_\_\_ Grupo \_\_\_\_\_ Plantel \_\_\_\_\_

**Propósito:** Recabar información sobre tus conocimientos previos de reacciones de óxido-reducción, corriente eléctrica, voltaje, resistencia, Ley de Ohm, con la finalidad de guiar tu aprendizaje.

**1. ¿ Las siguientes reacciones químicas son de óxido-reducción?**

- |  |   |   |
|--|---|---|
| a) $\text{Al} + \text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$   | V | F |
| b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ | V | F |
| c) $\text{P}_4 + \text{S}_8 \longrightarrow \text{P}_2\text{S}_5$  | V | F |
| d) $\text{CuS} + \text{CO} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{SO}_2$  | V | F |

**2. ¿ El siguiente ejemplo es una reacción redox?**

Se introduce una lámina de Zn en una solución de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ).

- a) ¿ Cuáles cambios piensas que ocurrirán?. Presenta tu opinión a modo de hipótesis.
- b) ¿Cuál elemento es el que se oxida? y ¿cuál se reduce?.

**3. El plomo no abunda en la naturaleza; se encuentra generalmente en el mineral llamado galena o sulfuro de plomo ( $\text{PbS}$ ). La reducción para la obtención de plomo libre se logra con carbono, al igual que en el caso de hierro, pero previamente debe pasarse de sulfuro a óxido. Las reacciones que ocurren son las siguientes.**

1.  $\text{PbS} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{PbO} + \text{SO}_2$
2.  $\text{PbO} + \text{C} \longrightarrow \text{Pb} + \text{CO}_2$

**a) Balancea las reacciones químicas**

- 1.
- 2.

**b) Determina el número de oxidación de cada especie en ambas reacciones.**

- 1.
- 2.

c) Establece qué elemento se reduce y cuál se oxida en cada reacción.

1. Se reduce el \_\_\_\_\_ Se oxida el \_\_\_\_\_

2. Se reduce el \_\_\_\_\_ Se oxida el \_\_\_\_\_

4. De la siguiente lista indica ¿ cuáles sustancias son excelentes oxidantes y cuáles son reductoras?.

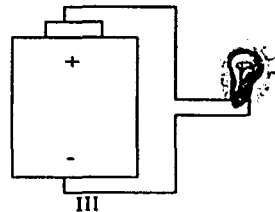
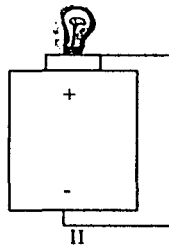
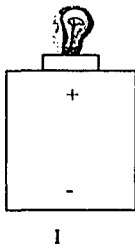
a) Oxígeno.

b) Hidrógeno.

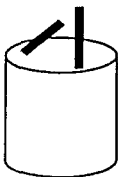
c) Agua oxigenada.

5. ¿Qué tienen en común la oxidación de una reja y la combustión del metano?

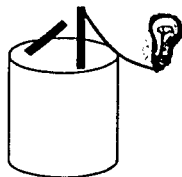
6. ¿ En cuál arreglo encenderá el foco?



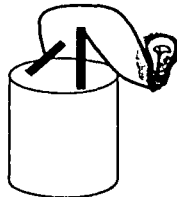
7. Los dibujos representan cuatro situaciones diferentes, señalados con las letras A, B, C y D.



A



B



C



D

a) ¿ En qué montaje brillará el foco? puede ser en uno o en varios.

b) ¿ En qué montaje hay corriente eléctrica?

c) ¿ En qué montaje hay voltaje?

**8. El foco está conectado a una batería . Brilla el foco. Decide si las siguientes frases son verdaderas o falsas.**

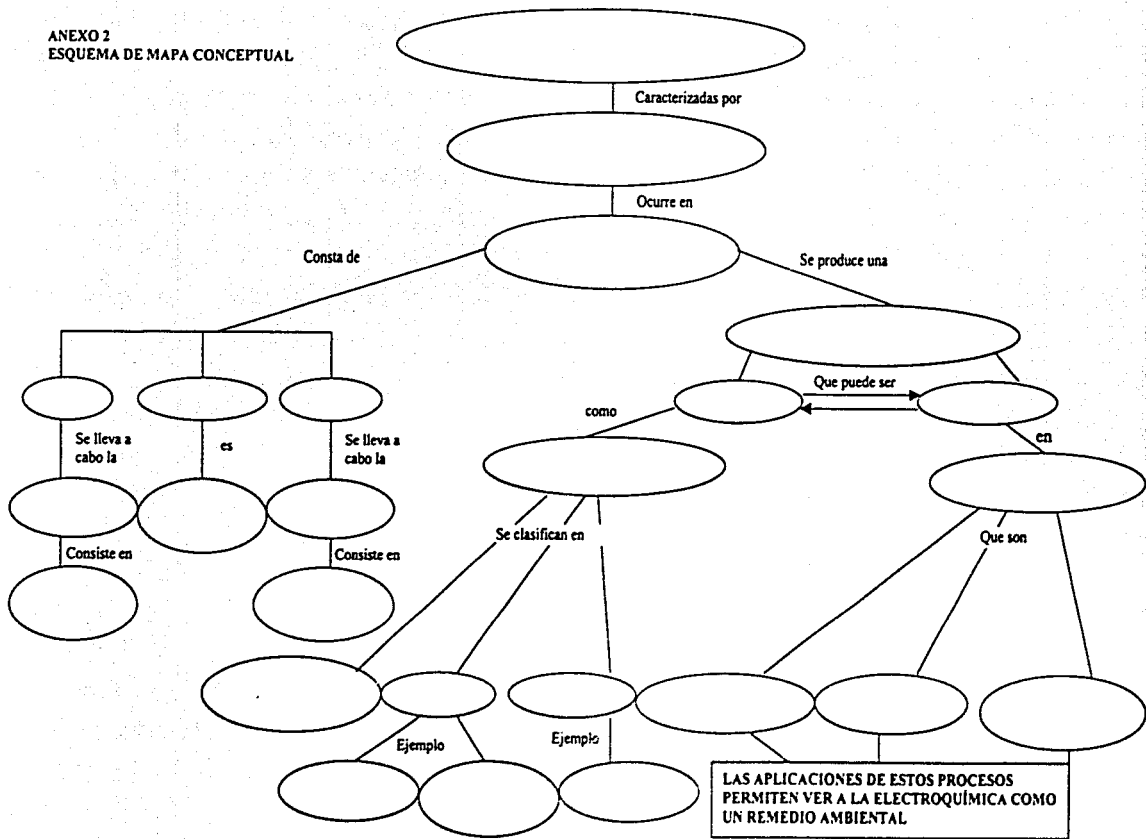
- |  |   |   |
|--|---|---|
| a) El foco consume corriente eléctrica.                        | V | F |
| b) El foco conduce la corriente eléctrica.                     | V | F |
| c) El foco obstaculiza el paso de la corriente eléctrica.      | V | F |
| d) El foco toma parte de la energía de la corriente eléctrica. | V | F |
| e) El foco es una resistencia.                                 | V | F |

**9. Las siguientes frases relacionan la corriente eléctrica y el voltaje. Indica si son verdaderas o falsas.**

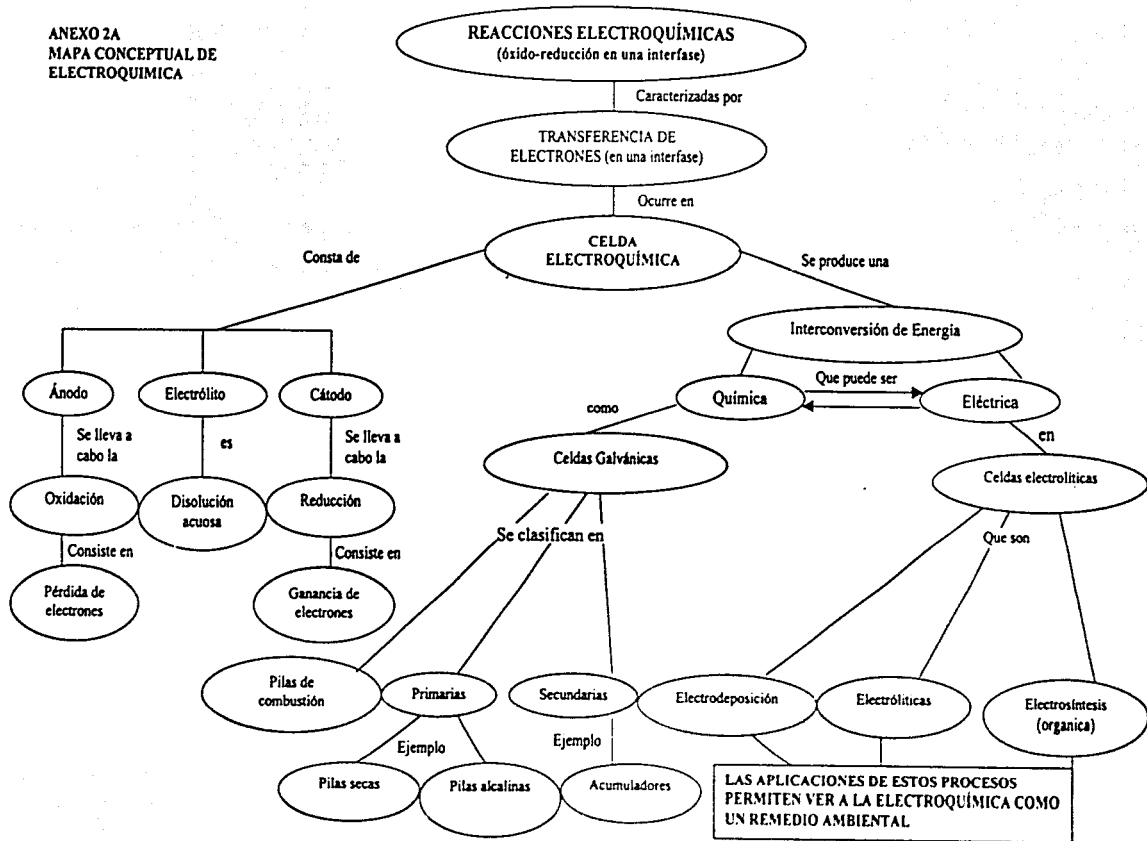
- |   |   |   |
|---|---|---|
| a) El voltaje puede presentarse sin una corriente eléctrica.        | V | F |
| b) El voltaje y la corriente eléctrica se presentan siempre juntos. | V | F |
| c) La corriente eléctrica puede presentarse sin un voltaje.         | V | F |
| d) La corriente eléctrica es energía.                               | V | F |
| e) El voltaje es energía.   | V | F |



ANEXO 2  
ESQUEMA DE MAPA CONCEPTUAL



ANEXO 2A  
MAPA CONCEPTUAL DE  
ELECTROQUIMICA



### Anexo 3

#### MODELO CONCRETO PARA LA ENSEÑANZA DE LA ELECTROQUÍMICA

Se propone un modelo concreto de enseñanza que servirá como introducción a un modelo de consenso, que los estudiantes creen importante pero difícil de entender. La característica esencial del modelo es el uso inicialmente de una membrana semipermeable en lugar de un puente salino para completar el circuito y demostrar la neutralidad de la celda.

El modelo consiste de dos cajas unidas como se muestra en la Fig.1. Se usan bolas de poliestireno del mismo tamaño para todos los átomos e iones, pintados de colores distintos para identificación. Se usan canicas para ilustrar los electrones de valencia. Se hacen unas hendiduras en las bolas de poliestireno para insertar las canicas y se fijan por medio de pegamento apropiado. Se hacen agujeros, suficientemente grandes para que las bolas pasen por ellos, en la pared que conecta las cajas. Se usan reglas para separar los "electrodos" de la "solución del electrólito". Una manguera cortada longitudinalmente se inserta en la parte superior de los compartimientos de los electrodos en forma externa tal que las canicas resbalen espontáneamente del "ánodo" al "cátodo" en la celda galvánica. Las bolas de poliestireno se colocan en las cajas como se muestra en la figura 1.

Cuando se muestra el modelo, se explica a los estudiantes, que las bolas de poliestireno, dependiendo de su color, representan iones cinc, cobre o sulfato. En la naturaleza los átomos o iones individuales no tienen color, el color se usa para identificar átomos o iones distintos, indicar que las canicas representan sólo a los electrones.

Cuando dos canicas se insertan en las hendiduras en una bola de poliestireno, el "catión" se convierte en un "átomo", o sea  $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$

Cuando dos canicas son removidas de las hendiduras de una bola del "átomo" se convierte en un "catión".

En la naturaleza, mientras el diámetro de los átomos iones de cinc o cobre es casi el mismo, el ión sulfato es considerablemente mayor. También los iones  $\text{Zn}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$  son más pequeños que los átomos de Zn y Cu.

En este modelo, el cátodo está a la derecha. Podría estar en cualquier lado, no hay diferencia en el trabajo del modelo.

### **Explicación de cómo funciona el modelo.**

Un átomo de cinc ( $Zn^0$ ) se toma del electrodo de cinc. Los dos electrones de valencia (canicas) son removidos y colocados en la parte superior del cable conductor (manguera). El catión resultante de cinc ( $Zn^{2+}$ ) es colocado en el compartimiento de la solución a la izquierda. Dos electrones (canicas) son removidas de la manguera en el electrodo de cobre e insertadas en un catión de cobre ( $Cu^{2+}$ ) tomado del compartimiento de la solución a la derecha. El átomo de cobre ( $Cu^0$ ). Se dirige entonces la atención de los estudiantes, al hecho que ahora hay más cationes que aniones en la solución de la izquierda, mientras que en la de la derecha ocurre lo contrario. Para restablecer la neutralidad se puede pasar un ión sulfato a través de la membrana semipermeable de derecha a izquierda, o un catión de cinc, en sentido contrario. Cualquiera de estos procesos restablecerá la neutralidad eléctrica-

El proceso se puede repetir varias veces. Los observadores notarán que la conducción de carga en solución y a través de la membrana es por iones, y no por electrones – nunca aparecen canicas (electrones en los compartimientos del electrólito). Esta migración de iones puede pensarse también en un puente salino.

Para los estudiantes que encuentran difícil determinar los potenciales de celda y no pueden entender porque son los átomos de cinc y no los de cobre los que pierden electrones, la escalera de potencial de Runo y Peters es una ayuda visual muy útil

### **Las características esenciales, alcance y limitaciones del modelo.**

Se debe preguntar a los estudiantes dónde se asemeja y dónde difiere el modelo de la realidad antes de ir a través de esta lista.

1. Ningún electrón (canica) aparece nunca en las soluciones o se mueve entre los compartimientos por otra vía que el cable conductor externo (la manguera).
2. Un electrodo (cinc) se hace más pequeño mientras el otro (cobre) aumenta de tamaño.
3. La neutralidad eléctrica en solución se mantiene por iones, y no por electrones, moviéndose entre los compartimientos.
4. Hay un movimiento total de carga negativa en una dirección (iones positivos en la dirección opuesta en los electrólitos cuando se completa el circuito).

5. El modelo puede extenderse para explicar por qué las baterías se bajan por demostración continua hasta que no haya cationes de cobre en el compartimiento de la derecha.

Nota: Sin embargo, en la realidad las baterías se bajan porque la concentración de los iones es baja, no porque se hayan terminado totalmente.

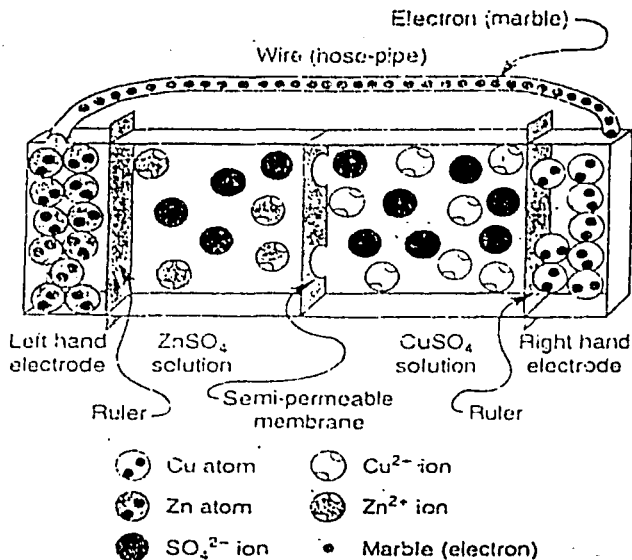
6. El modelo puede también usarse para explicar las celdas electrolíticas y la carga de baterías.

Se ha encontrado que uno de los conceptos erróneos sobre las celdas, concierne al "cambio" de electrodos en celdas electroquímicas y electrolíticas.

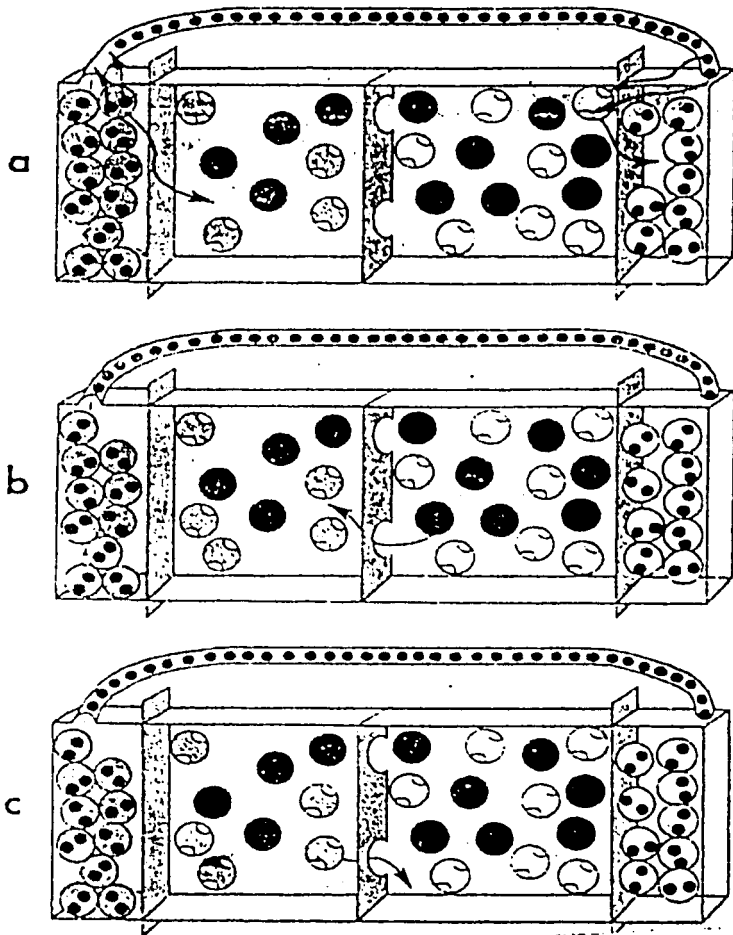
Se pueden revertir las acciones en el modelo, para mostrar a los átomos de cobre perdiendo electrones y a los de cinc aceptándolos. Por definición ahora ocurre la oxidación en el electrodo de cobre, que se vuelve el ánodo mientras el electrodo de cinc es el cátodo. Hay que dirigir la atención al hecho que ahora las celdas necesitan ser empujadas hacia arriba en la manguera – de aquí la necesidad de una fuente externa de energía en celdas electrolíticas y al recargar baterías.

La principal limitación del modelo es que las acciones son secuenciales y no simultáneas. La principal fuerza yace en su simplicidad.

**FIG. 1. MODELO CONCRETO  
PARA LA ENSEÑANZA DE ELECTROQUÍMICA**



**FIG. 2. FUNCIONAMIENTO  
DEL MODELO ELECTROQUÍMICO**



#### ANEXO 4

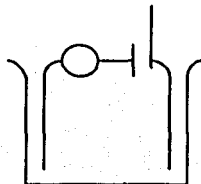
### CUESTIONARIO PARA INDAGAR IDEAS ALTERNATIVAS DE LOS ESTUDIANTES SOBRE ELECTROQUÍMICA.

Es conveniente que se aplique un cuestionario a los estudiantes una vez que se ha revisado el tema de electroquímica, con el fin de indagar que conocimientos adquirieron los alumnos y como los aprendieron.

1. En el circuito representado en el diagrama, se tiene un foco brillando intensamente, podrías decir que contiene el recipiente.

2.

- a) Sulfato de potasio disuelto en agua.
- b) Azúcar fundida.
- c) Azúcar disuelta en agua.
- d) Ácido sulfúrico diluido.
- e) Bromuro de potasio fundido.



Selecciona la(s) respuesta(s) que consideres correcta(s). Explica tus opción.

2. A partir de los siguientes datos  $\text{Co}/\text{CoCl}_2//\text{AgNO}_3/\text{Ag}$  y usando la tabla de potenciales de reducción, contesta las siguientes preguntas.

- a) Dibuja el diagrama de la celda.
- b) Identifica al ánodo y al cátodo.
- c) Muestra la dirección del flujo de electrones y el movimiento de todos los iones.
- d) Escribe la reacción que ocurre en la semicelda en el ánodo y en el cátodo.
- e) Calcula la lectura del voltímetro.
- f) ¿Cuál es la función del puente salino. Explica.
- g) Podría el puente salino ( $\text{KNO}_3$ ) ser reemplazado por grafito (un semiconductor)?
- h) ¿Qué lectura daría el voltímetro si se quitará el puente salino?. Explica.

3. Predice la dirección del flujo de electrones en una celda voltaica hecha con cada uno de estos pares de metales en disoluciones de sus iones. Argumenta tu respuesta.

- a) Al y Sn
- b) Pb y Mg
- c) Cu y Fe



Lectura. La Naturaleza La basura la Energía Las Pilas El agua

Página Urbano Ambiental.

## LAS PILAS

### 1. Conocer las pilas:

#### **Un poco de Historia.**

Luigi Galvani (1737-1798) científico italiano, descubrió una relación entre las contracciones musculares de un anca de rana y ciertos impulsos que se obtenían al hacer contacto dos metales diferentes.

Otro científico italiano Alessandro Volta, se inspiró en el trabajo de Galvani y estableció que, al formar uniones con diferentes metales, se generaba un potencial eléctrico que originaban las contracciones de las ancas de rana. Volta arregló los metales conocidos de su época en una serie electroquímica, de más activos u oxidables a menos activos difícilmente oxidables.

Volta inventó la primera "*pila*" generadora de corriente eléctrica, que consistía en piezas metálicas de plata y cinc separadas por telas empapadas en una disolución de agua con sal. Al conectar la pieza metálica superior con la inferior a través del alambre metálico, se producía corriente. El resultado fue la pila voltaica, tan famosa que el mismo Napoleón Bonaparte invitó a Volta a Francia para conocer su invento y fue tratado como un héroe científico.

El invento de Volta fue el primer instrumento para abastecer de una corriente eléctrica continua, y por tanto, en su tiempo llegó a la cumbre de la investigación sobre la electricidad.

Otro dato importante de la historia es que de los nombres de éstos dos científicos surgieron dos de los términos más importantes en electroquímica **voltaje** y **celda galvánica**.

Poco a poco las pilas voltaicas se perfeccionaron y desarrollaron hasta conseguir pilas de alta potencia y máxima duración, capaces de proporcionar energía portátil en cualquier situación y lugar.

Actualmente está muy difundida su utilización, pues su gran ventaja es la total autonomía energética que es capaz de proporcionar, desde linternas o radios hasta marcapasos para corazones enfermos.

Sin embargo los problemas que plantean son múltiples. Dejando a parte la contaminación que producen las industrias que las fabrican, existen tres problemas importantes como resultado directo de su utilización:

### ***1. El despilfarro económico que su uso implica:***

La corriente eléctrica generada por las pilas es 450 veces más cara que la de red; un Kw/h de la red cuesta al consumidor 11 pesetas, mientras que la misma energía en pilas cuesta 5,000 pesetas. (Boletín de la Organización de Consumidores y Usuarios (OCU) n1 82, Junio del 87.

### ***2. Inutilización de aparatos debido a su supuración:***

Una pila abandonada en un aparato que no usamos, corre peligro de derramar las sustancias químicas de su interior, con lo que el aparato que las contiene puede deteriorarse seriamente. Aunque se ha desarrollado el blindaje de las pilas para evitar este problema, lo cierto es que su eficacia no es absoluta y su aplicación no está universalmente extendida.

### ***3. Eliminación cuando se agotan:***

Este es el principal problema a resolver. Cuando las pilas se agotan, suelen ser transportadas en la bolsa de basura a vertederos no específicamente preparados, donde son abandonadas o incineradas. Es decir, en los vertederos ocurre precisamente aquello que prohíben las instrucciones de los envoltorios.

Si se acumulan en los vertederos, con el paso del tiempo, las pilas pierden la carcasa y se vierte su contenido compuesto principalmente por metales pesados como el mercurio y el Cadmio. Estos metales, infiltrados desde el vertedero, acabarán contaminando las aguas subterráneas y con ello se introducirán en las cadenas alimentarias naturales, de las que se nutre el hombre.

Si se incineran, las emanaciones resultantes darán lugar a elementos tóxicos volátiles, las plantas industriales que asumen este cometido y los vertederos controlados que las almacenan no están exentos de peligro, pues se ha demostrado repetidamente a través de la historia, que estas instalaciones no garantizan la neutralización de las sustancias.

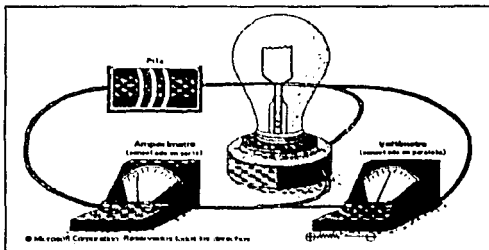
La fauna piscícola, tanto marina como fluvial que es la que mejor refleja el grado de contaminación por mercurio en una determinada zona del planeta. El mercurio se fija y acumula en sus tejidos sin perjudicar sus órganos vitales, por lo que, más que afectados son portadores,

pero una vez ingerido el pez por animales de sangre caliente, por ejemplo el hombre, el mercurio se libera de sus fijación y recupera toda su toxicidad.

El mercurio se acumula sobre todo en la médula ósea y en el cerebro, dañando a medio y largo plazo los tejidos cerebrales y el sistema nerviosos central.

Visto todo esto ¿cuál es la medida más efectiva y urgente que se puede aplicar? Sin duda la fabricación de pilas sin sustancias tóxicas. Pero para esto es necesario luchar contra intereses económico y considerar socialmente, por lo que la tarea se presenta complicada.

## 2. Guía de reconocimiento de las pilas.



Para saber cómo hay que tratar a una pila es necesario aprender a reconocerla, ya que los fabricantes, en España, todavía no han empezado a marcarlas claramente con un símbolo que nos permita distinguir las inmediatamente.

Si es tóxica, es decir, si se ha fabricado con mercurio o cadmio, no debemos arrojársela a la basura.

Entonces ¿qué debemos hacer con ellas?... Es una de las preguntas a las que vamos a intentar dar respuesta.

El primer problema que se plantea es la diversidad de tipos y modelos de pilas existentes en el mercado, que básicamente son las siguientes:

### 1. Pilas Botón:

Aunque hay de varios tipos las más frecuentes son las pilas botón de mercurio, que son las que contienen más mercurio por unidad.

Para que te hagas idea, uno solo de esos pequeños botones podría contaminar 600.000 litros de agua, una cantidad mayor que la que bebe una familia de 4 miembros *¡durante toda su vida!*.

Las pilas botón de litio, en cambio, no contienen ni mercurio ni cadmio, o sea que son una alternativa interesante para evitar el consumo de los botones de mercurio.

Las pilas botón pueden reciclarse y recuperar así productos (mercurio entre otros) que serán útiles otra vez.

## ***2. Pilas alcalinas:***

Este tipo de pila ofrece duración y potencia, pero a costa de utilizar mercurio.

Aunque el contenido tóxico por unidad es menor que en las pilas botón, es suficiente para contaminar 175,000 litros de agua, más de la que bebe una persona *durante toda su vida*.

Además, el volumen de ventas de las pilas alcalinas supera con mucho el de las pilas botón y sigue creciendo...

Aunque no existe técnica de reciclado de estas pilas, está claro que **no pueden echarse a la basura** y que deben ir a vertederos especiales donde pueda realizarse su eliminación controlada.

De todos modos, la solución, a la larga, es la **sustitución del mercurio por productos no peligrosos**, como ya se hace en otros países europeos. Mientras tanto, nosotros debemos utilizar otras menos problemáticas, como las salinas o las pilas verdes.

## ***3. Acumuladores Níquel-Cadmio:***

Este tipo de pilas, que a lo mejor no conoces porque son menos frecuentes tienen la característica de que pueden recargarse después de gastadas, así que, bien utilizadas, pueden durar años.

Sin embargo, también son peligrosas, aunque no contienen mercurio. En este caso, es el cadmio el metal tóxico que emplean.

Así que, ¡**nada de tirarlas a la basura!** Además, en otros países, ¡ya se reciclan!

## ***4. Pilas Salinas:***

Son las primeras que aparecieron y ya las usaban nuestros abuelos . Tienen menos duración y potencia pero su contenido tóxico es muy bajo.

**Podemos tirarlas a la basura sin remordimiento.**

## ***5. Pilas Verdes:***

Los fabricantes están comenzando a sacar al mercado un nuevo tipo de pilas, conocidas como verdes, ecológicas o biopilas. La ventaja de esta novedad es que apenas contienen mercurio, así que no dan problemas de contaminación y **podemos echarlas al cubo de la basura**.

Aunque pueden ser una alternativa interesante, no deben constituir una excepción sino la regla general.

### 3. EL P.A.C. DE PILAS.

Planteamiento de actividades continuadas:

Este apartado constituye una serie de recomendaciones y consejos destinados a modificar conductas y concienciar, con relación al consumo y disfrute de la energía portátil proveniente de las pilas.

Lo primero y fundamental es comprender que las pilas constituyen un elemento muy peligroso, que deben ser apartado de las basura y recibir tratamiento específico que garantice su inocuidad.

Pero, además es necesario asumir las siguientes intenciones o compromisos:

#### **SOLUCIONES DEL P.A.C. DE LAS PILAS:**

- NO ADQUIRIR aparatos que NO sean IMPRESCINDIBLES o funcionen exclusivamente con pilas.

- Que tal si dejamos de comprar a los niños juguetes y chismes a pilas y alimentamos su CREATIVIDAD mediante juegos y juguetes menos sofisticados y más baratos.

- Conectar los aparatos a la RED siempre que sea posible, en lugar de emplear energía enlatada. Vale la pena utilizar pequeños adaptadores eléctricos, sencillos, baratos y ajustables a cualquier voltaje, capaces de transformar la corriente alterna en continua.

-En el caso de las calculadoras de bolsillo, son recomendables las que se cargan con LUZ SOLAR

- Si no tenemos más remedio que usar pilas, se deben tener en cuenta las siguientes posibilidades:

- Utilizar las inofensivas pilas salinas o NORMALES (cinc-carbón), y las llamadas VERDES (libres de mercurio), en sustitución de las alcalinas.
- Evitar las pilas botón de MERCURIO y utilizar las de litio.
- Aprovechar las pilas RECARGABLES de níquel-cadmio. Son más caras, contaminan al igual que las de mercurio y se necesita un recargador, pero tienen la ventaja de poder reutilizarse más de 500 veces, lo que supone un importante ahorro económico y una significativa disminución del vertido de pilas al medio ambiente.
- ALMACENAR en casa o en el trabajo las pilas alcalinas, recargables y de botón que hayan acabado su utilidad y esperar la oportunidad de depositarlas en los contenedores para pilas usadas, que ya se están instalando. Si no existieran, es necesario hacer propuestas a los ayuntamientos en este sentido.

## **¿QUÉ PUEDEN HACER LOS PODERES PÚBLICOS?**

En primer lugar interesarse por el tema y establecer la infraestructura adecuada para implantar una recuperación efectiva de las pilas usadas; en segundo lugar, aportar los medios económicos, políticos y humanos que permitan una apropiada formación y educación del ciudadano en este sentido.

Y además:

- Establecer sistemas de RECOLECCIÓN SELECTIVA de basura, que permitan un adecuado y seguro tratamiento a los residuos tóxicos, y entre ellos las pilas.
- Diseñar y aplicar normas y leyes encaminadas a REDUCIR LA PRODUCCIÓN de estos residuos contaminantes, empezando por no fabricarlos.
- VIGILAR el cumplimiento de las normas y SANCIONAR las infracciones.

## ANEXO 6

### ESTRATEGIA CIENCIA, TECNOLOGIA Y SOCIEDAD (CTS) PARA EL TEMA DE PILAS.

#### **Introducción.**

La electricidad se ha convertido en un elemento indispensable en la vida moderna, que utilizamos todos los días y en todo momento. No siempre se aprecia su gran valor, pues a través de ella se obtienen muchos más productos y servicios como el simple foco que ilumina los hogares.

**Una rama de la química es la electroquímica, uno de sus objetivos es estudiar el proceso para producir energía eléctrica a partir de reacciones químicas de óxido-reducción, la cual puede ser aprovechada para poner a funcionar diferentes aparatos.**

A lo largo de los años, el estudio de la electroquímica ha dado lugar a muchos conocimientos acerca de las reacciones de óxido-reducción y, como consecuencia de ello, al desarrollo de una próspera industria que produce gran cantidad de materiales de uso cotidiano.

#### **ACTIVIDAD No 1**

Una vez hecha una introducción, se proporcionará a los estudiante una lectura que tiene el propósito de dar a conocer los diferentes tipos de pilas; sus usos, las ventajas y desventajas de éstas y sobre todo crear conciencia en los alumnos acerca de su consumo y que no deben desecharse a la basura sin recibir un tratamiento específico debido a su gran carga contaminante.

Para ayudar a tener una visión más clara de las pilas se da la siguiente clasificación.

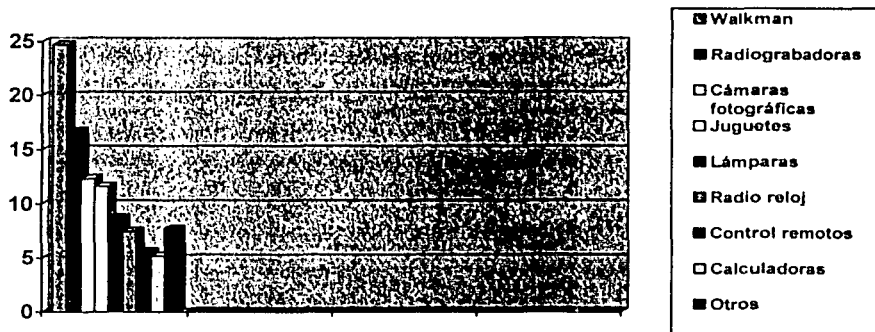
## CLASIFICACIÓN DE LAS PILAS

Pilas	Ejemplo	Características	Usos
<b>PRIMARIAS / no se pueden recargar</b>	Lecanché o Celdas Secas	Usa un ánodo de Zn, cátodo de $MnO_2$ y un electrolito acuoso de cloruro de amonio o zinc	Relojes, medidores, cámaras, calculadoras
	Alcalina HgO	Contienen metales pesados (mercurio) son altamente tóxicos. Son muy caras, pero pueden dar aún mayores densidades de energía.	Accesorios para sordera, juguetes.
	Alcalina Zn / Aire	El óxido metálico se reduce, el zinc queda oxidado y resulta una corriente eléctrica	Vehículos eléctricos y audífonos para sordera
	Baterías de Litio	Las celdas primarias pueden tener voltajes de casi 4 V y densidades de energía prácticas excediendo 200 W hr / kg	Relojes, calculadoras
<b>SECUNDARIAS / son recargables</b>	Pb / Acido	Las celdas son construidas de un cátodo de $PbO_2$ , ánodo de Pb y electrolito de ácido sulfúrico	Autos modernos
	Ni Cd	Estas baterías contienen un cátodo de $Ni(OH)_2$ ánodo de Cd y electrolito acuoso de KOH	Computadoras portátiles, herramientas de potencia, luces de flash y accesorios médicos
	Baterías de ión Litio	El electrolito de estas baterías en producción actual es líquido y usa un solvente orgánico	Herramientas de potencia, luces de flash.



## ACTIVIDAD No. 2

Una vez que se conocen las pilas y se sabe su funcionamiento, lo que sigue es saber cómo elegir las pilas más adecuadas por costo y beneficio. Para ello se darán algunas tablas de datos reportados por la Procuraduría del consumidor acerca de la demanda de pilas por aparato en nuestro país.



Dado el sistema de consumo en nuestra sociedad actual, usamos diferentes tipos de pilas para el funcionamiento de distintos aparatos; el tipo de pilas empleada generalmente es dictado por el fabricante, por ello no es fácil realizar comparaciones. A lo largo de este tema irás descubriendo algunas de las características de las pilas existentes en el mercado. Así tendrás la información necesaria para evaluarlas.

En la siguiente tabla se muestra la duración mínima para las pilas más comunes.

Duración mínima requerida para las pilas mas comunes		
Tipo de pila	Alcalina (Duracel)	Cinc-carbón (Eveready)
AA	120 horas	45 horas
C	180 horas	50 horas
D	400 horas	120 horas

Investiga los precios por unidad de los diferentes tipos de pilas y calcula, de acuerdo a la tabla anterior, el precio por hora de cada uno.

Tipo de pila	Precio por unidad Alcalina Cinc-carbón	Precio por hora Alcalina Cinc-carbón
AA		
C		
D		

De la información anterior se propone que los alumnos investiguen el precio de las baterías y de los cargadores de éstas, y calculen después el precio que tendría cada uso, suponiendo que puedan usarse 700 veces.

Tipo de batería	Precio de batería	Precio del cargador	Total	Precio por cada uso
Teléfono celular				
Cámara de video				
Computadora				

*¿Cuántas pilas tendrías que usar para igualar el tiempo de duración de una batería de Ni-Cd?*

Cuando se diseña un aparato que utilizará baterías, el peso de las diferentes pilas es un factor importante en la elección de la que se usará; no puede utilizarse, por ejemplo, una pila de Ni-Cd, por ligera que se considere en comparación con un acumulador automotriz, para el funcionamiento de un aparato para la sordera.

Ordena, en orden ascendente, en masa, los diferentes tipos de pilas e indica los principales usos de cada una de ellas, así como su voltaje.

*Batería de plomo, Pila de Li, Batería Ni-Cd, Pila alcalina AA*

Por último, toda las pilas, sean recargables o no, tienen una vida útil, al término de la cual deben desecharse. Sin embargo , el deshacerse de ellas no es tan sencillo como tirarlas a la basura. Todas las pilas y en especial las de Ni-Cd, portan leyendas acerca de su forma de desecharse, pues están fabricadas con sustancias que pueden deteriorar el ambiente como ya se leyó con anterioridad.

Busca en los empaques de las diferentes pilas, la mencionada leyenda sobre cómo desecharlas, transcribela en el cuadro.

TIPO DE PILA	LEYENDA
Batería de plomo	
Pila de Li	
Batería de Ni-Cd	
Pila alcalina AA	

### Actividad No. 3

Para consolidar el tema se les entregará la lectura “Una pila revolucionaria”, con la finalidad de actualizarlos en las investigaciones tecnológicas acerca de las pilas.

Las siguientes preguntas son para que reflexiones acerca del consumo de las pilas.

1. ¿ Tu cómo estudiante de qué manera podrías contribuir a no contaminar el medio ambiente en lo que se refiere al uso de pilas?
2. ¿ Si fueras un gobernante que acciones implementarías para el buen uso de las pilas

**ANEXO 7**  
**COLEGIO DE BACHILLERES**  
**ACTIVIDAD EXPERIMENTAL**  
**“COBRIZADO ELECTROLÍTICO”**

**MARCO TEÓRICO.**

***ELECTRÓLISIS***

Es un proceso en el que se da un cambio químico como consecuencia del paso de energía eléctrica en el sistema. Este proceso tiene lugar siempre y cuando se aplique una diferencia de potencial entre dos electrodos y se lleve a cabo una reacción de óxido-reducción. La diferencia de potencial aplicada a los electrodos depende del electrólito y del material que constituye los electrodos.

En algunas electrólisis, si el valor de la diferencia de potencial aplicada es tan sólo ligeramente mayor que el calculado teóricamente, la reacción es lenta o no se produce, por lo que resulta necesario aumentar el potencial aplicado. Este fenómeno se da cuando en algunos electrodos se produce algún desprendimiento de gas. El potencial añadido en exceso se denomina potencial de sobretensión.

Una de las aplicaciones prácticas para este fenómeno es la carga de una batería para automóvil. Industrialmente se utiliza para producir aluminio, magnesio, cloro e hidróxido de sodio. Otro uso muy importante son los recubrimientos electrolíticos, que consisten en sobreponer a una superficie otro metal o aleación que cambie las características exteriores del objeto a recubrir. En algunos casos este recubrimiento es con fines decorativos, pero la mayoría de las veces se busca la protección contra el medio externo, por ejemplo, evitar la corrosión de piezas metálicas que tantas pérdidas ocasiona a los países altamente industrializados.

El electrodeposición es un fenómeno de electrólisis, donde el objeto que se va a recubrir actúa como cátodo; la solución electrolítica debe contener los iones del metal que se han de depositar; a su vez, el ánodo debe estar formado por el metal o aleación del recubrimiento, ya que a medida que la solución deposita el metal sobre el objeto que funciona como cátodo, la pieza de metal del ánodo se disuelve por oxidación.

Debido a la importancia de los fenómenos electrolíticos, se ha seleccionado una actividad experimental donde se haga un electrodeposición de cobre.

Lo primero que debes saber es que la cantidad de producto que se forma durante una electrólisis depende de:

a. La cantidad de electricidad que circula a través de la pila electrolítica.

b. De la masa equivalente de la sustancia que forma el electrólito.

La cantidad de electricidad que circula por una celda electrolítica puede determinarse hallando el producto de la intensidad de corriente expresada en amperios por el tiempo transcurrido, expresado en segundos. Es decir.  $Q(\text{culombios}) = I \times t$ .

Tras efectuar múltiples determinaciones. Faraday enunció las dos leyes que rigen la electrólisis y que son:

*Primera Ley de Faraday.* La masa depositada por electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha circulado.

*Segunda Ley de Faraday.* Si varias celdas electrolíticas conectadas en serie y provistas de electrodos inertes son atravesadas por la misma cantidad de corriente eléctrica, las cantidades de sustancia depositadas en cada electrodo son proporcionales a los equivalentes grammo de las sustancias depositadas.

Se denomina equivalente electroquímico de una sustancia a la masa en gramos de dicha sustancia depositada por el paso de un culombio. De acuerdo con esta definición podemos escribir.

$$m = P I t / (96500n)$$

Donde:

m = masa en gramos que se ha depositado      I = intensidad de corriente.

P = peso atómico del elemento      t = tiempo en segundos

n = número de electrones intercambiados      96 500 es el factor de equivalencia entre el Faraday y el Culombio.  $1 F = 96\ 500 C$ .

El modelo anterior se utiliza para calcular la cantidad de sustancia depositada en una electrólisis.

## OBJETIVO:

Realizar un cobrizado sobre un electrodo de Niquel, a partir de un proceso de electrodeposición, con la finalidad de comprobar las Leyes de Faraday.

## Problematización.

Haz tenido contacto con objetos que tienen chapa de oro, pero te has preguntado alguna vez ¿cómo se lleva a cabo este proceso? . Comenta con tu equipo y plantea una hipótesis.

Si no tienes la respuesta, al final de la actividad seguramente ya podrás responderla.

## PROBLEMA.

Calcular las masas depositadas de cobre al aplicar diferentes intensidades de corriente.

## ¿QUÉ NECESITO PARA LLEVAR A CABO EL COBRIZADO?

Para la realización de esta actividad experimental, es necesario que cuentes con los siguientes materiales y reactivos:

1 Fuente de poder  
1 Celda electrolítica  
1 Amperímetro de 0-1 amperes  
2 Cables banana-caimán  
1 Cable banana-banana  
1 Balanza analítica  
1 Probeta de 100 mL.  
1 Agitador de vidrio  
1 Vidrio de reloj  
1 Cronómetro  
1 Pipeta graduada de 5 mL.  
1 Perilla de succión

20 g de sulfato de cobre II( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )  
1 mL. De  $\text{HNO}_3$  conc.  
Agua destilada.  
Un electrodo de Niquel  
Un electrodo de cobre

## ¿QUÉ VOY A HACER?

Divide la actividad en tres momentos:

- A) Preparación de la muestra.
- B) Montaje del equipo.
- C) Electrodeposición.

### A) Preparación de la muestra.

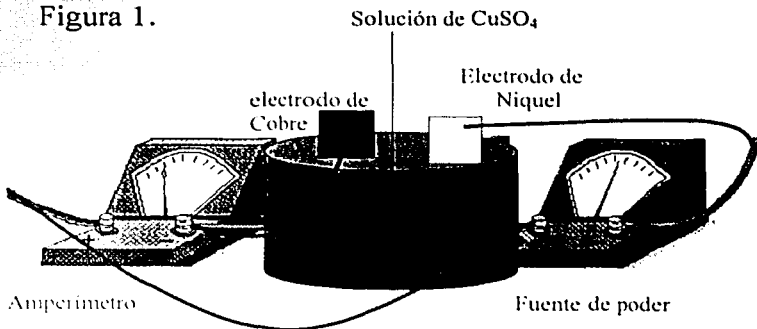
- Prepara 200 mL de una disolución de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  al 10%, pesando la cantidad necesaria de sal en la balanza.

- Agita vigorosamente la disolución con el agitador de vidrio hasta que se disuelva completamente la sal.
- Vierte la disolución en la celda electrolítica. y manténla tapada hasta que la utilices.
- Lava perfectamente el electrodo de níquel (puedes utilizar un poco de ácido nítrico), sécalo y pévalo, anota su masa y guárdalo para su posterior utilización.

### B) Montaje del equipo.

- Conecta el cable banana-banana al polo positivo del multímetro y al positivo de la fuente de poder.
- Conecta uno de los cables banana-caimán del polo negativo del multímetro al electrodo de níquel.
- El otro cable banana-caimán conéctalo del polo negativo de la fuente de poder al electrodo de níquel.
- Para guiarte en el montaje del equipo, observa la figura 1.

Figura 1.



### C) Electrodeposición.

Coloca los electrodos dentro de la disolución de  $\text{CuSO}_4$  (procura que éstos no toquen el fondo ni las paredes del vaso de precipitados).

- Agrégale a la disolución de sulfato 1 mL de  $\text{HNO}_3$  con la pipeta (recuerda que no debes pipetear con la boca).
- Enciende la fuente de poder, utilizando un voltaje de 2.8 Volts en corriente directa.

- Selecciona en el amperímetro una corriente de 0.1 A.
- Deja que se lleve a cabo la electrodeposición durante 15 minutos (900 s) (utiliza el cronómetro).
- Pasado el tiempo marcado, lava el electrodo, sécalo y determina su masa nuevamente. Anota tus resultados en la tabla propuesta.
- Repite el experimento utilizando 0.15 A, 0.2 A, 0.25 A, y determina en cada caso la masa depositada.

#### Sugerencias:

Solicita a los alumnos que, mientras se lleva a cabo la electrodeposición, calculen teóricamente la cantidad de sustancia depositada a diferentes intensidades de corriente (0.1 A, 0.15, 0.20, y 0.25) utilizando la ecuación  $m = P I t / (96500 n)$ . Anota tus resultados en la tabla.

#### ¿QUÉ RESULTADOS OBTUVE?

Completa la tabla con los datos que se solicitan.

Intensidad de corriente en (A)	Tiempo de electrodeposición (s)	Masa inicial del electrodo (g)	Masa final del electrodo (g)	Masa depositada (mf-mi)	Masa teórica (g)	Porcentaje de error
0.10	900	27.7099			.0296	
0.15	900					
0.20	900					
0.25	900					

Con las observaciones realizadas en la actividad experimental y los resultados obtenidos, contesta las siguientes preguntas.

1. ¿Cuál electrodo utilizaste como cátodo y cuál como ánodo?

2. ¿En cuál electrodo ocurre la oxidación y en cuál la reducción?

3. Escribe las reacciones de oxidación y reducción que ocurren en la celda.

4. ¿Las masas calculadas teóricamente fueron igual a las obtenidas experimentalmente?. Si no fue así a qué crees que se debe?. Argumenta tu respuesta



5. ¿Existe una relación de proporcionalidad entre la corriente aplicada y la masa de cobre depositada?

---

6. Si se invierte el sentido de la corriente, ¿qué observarías?

---

7. Ya podrías contestar ¿cómo se lleva a cabo un chapeado de oro?

---

## CONCLUSIONES

## AUTOEVALUACIÓN

Se desea platear una cuchara.

- a. La cuchara sería ¿el cátodo o el ánodo?. Explica.
- b. ¿Qué solución utilizarías como electrolito?
- c. Escribe las reacción de oxidación y de reducción.

## ANEXO 8

Ibáñez Cornejo Jorge G.

Educación Química, Volumen 8 No. 1 enero-marzo de 1997.

Revista de la Facultad de Química.

### **APLICACIONES ELECTROQUÍMICAS PARA EL SANEAMIENTO AMBIENTAL.**

En este artículo se presenta una propuesta para utilizar los procesos electroquímicos en la transformación y/o eliminación de contaminantes ambientales.

Los procesos electroquímicos utilizados son:

**a) Electrólisis directa.** Consiste en remover o transformar los contaminantes de soluciones acuosas, por medio de una oxidación o reducción en la superficie de un electrodo utilizando potenciales adecuados en reactores electroquímicos. Estos procesos se dividen en: Procesos anódicos (ejemplo la oxidación de iones cianuro) y procesos catódicos (ejemplo la reducción de compuestos aromáticos clorados).

**b) Electrólisis indirecta.** Se utilizan reactivos redox generados electroquímicamente para convertir los contaminantes en productos menos dañinos. La especie redox actúa como un intermediario para transportar electrones entre el contaminante y el electrodo. Se dividen en: procesos reversibles y procesos irreversibles.

**c) Procesos basados en membranas y/o en intercambio iónico.** Se utilizan para separar mezclas líquidas y gaseosas. Ejemplo la electrodialisis.

**d) Procesamiento electrocinético de suelos.** Se han utilizado campos eléctricos para la descontaminación de suelos a mediante la colocación estratégica de ánodos y cátodos enterrados. Los contaminantes líquidos se mueven mediante un efecto electroosmótico a través de poros cargados eléctricamente, hasta descargarse en pozos donde son concentrados y removidos. Ejemplos fenoles, hidrocarburos, etc.

**e) Electromediación de gases.** Este proceso consiste en disolver los gases contaminados en un disolvente por disolución o por reacción química y la interconversión se puede hacer de dos maneras: a) el gas se absorbe en la celda y se trata o b) el gas se absorbe en un recipiente por separado y es posteriormente transferido a la celda electroquímica. Ejemplos  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ , etc.

**f) Desinfección electroquímica de agua.** Si se aplica un potencial a soluciones con contaminación biológica pueden desinfectarse mediante la producción de sustancias altamente oxidantes. Ejemplo: cloro, agua oxigenada, ozono, etc.

De la información anterior queda claro que, los procesos electroquímicos son una excelente opción para utilizarse en la prevención y saneamiento de problemas ambientales, además de ofrecer las siguientes ventajas:

- Versatilidad.
- Eficiencia energética.
- Factibilidad de automatización.
- Compatibilidad con el ambiente.
- Eficiencia de costos.

Uno de los retos de la humanidad es el buscar alternativas para mejorar la calidad del medio ambiente, por lo tanto es muy importante que los estudiantes conozcan más acerca de las aplicaciones de la electroquímica en el cuidado del medio ambiente. De aquí la importancia de que el profesor la lea junto con los alumnos, y hagan comentarios al respecto.

## ANEXO 9

### PREGUNTAS Y RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS DE LÁPIZ Y PAPEL PARA EL TEMA DE ELECTROQUÍMICA.

*Propósito de la actividad.* Que el alumno aplique los conocimientos adquiridos, a través de la resolución de preguntas y problemas, con la finalidad de recibir retroalimentación por parte del profesor, y de esta manera afianzar lo aprendido.

#### HORA TÚ

Una chispa de electroquímica

1. Reflexiona sobre las preguntas que siguen, referentes a una celda voltaica en la cual se ha dispuesto de manera apropiada plomo (Pb), plata (Ag) y disoluciones de nitrato de plomo,  $Pb(NO_3)_2$ , y nitrato de plata,  $AgNO_3$ :

- Predice la dirección del flujo de electrones en el alambre que conecta ambos metales.
- Escribe las reacciones de las medias celdas.
- ¿Cuál metal es el ánodo y cuál el cátodo?

2. Para conseguir el mayor potencial eléctrico, ¿es necesario que los dos metales de la celda voltaica se encuentren cerca o lejos uno del otro en la serie electromotriz? Justifica tu respuesta.

3. Compara las reacciones químicas de las celdas voltaicas con las que tienen lugar en las celdas de electrodeposición. Ten en cuenta:

- La energía liberada o absorbida.
- La espontaneidad y no espontaneidad.
- La dirección del flujo de electrones.

4. Para cubrir electrolíticamente con oro un brazalete, ¿a qué electrodo hay que sujetarlo?. Cuando se depositan átomos de oro sobre el brazalete, ¿se trata de una oxidación o de una reducción?. Justifica tu respuesta.

5. Quieres cubrir de nuevo una vieja cuchara de plata. ¿La utilizarías cómo cátodo o cómo ánodo?

6. ¿Cuántas horas se necesitarán para depositar 10 g de Cadmio a partir de una disolución de  $CdSO_4$ , si se emplea una corriente de 1300 mA?

ESTA TESIS NO SALE  
DE LA BIBLIOTECA