



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE INGENIERÍA

**Antecedentes y aplicaciones
de la electroquímica en
Ingeniería Geológica**

MATERIAL DIDÁCTICO

Que para obtener el título de

Ingeniera Geóloga

P R E S E N T A

Jenny Ramírez Suárez

ASESORA DE MATERIAL DIDÁCTICO

Dra. Ana Laura Pérez Martínez



Ciudad Universitaria, Cd. Mx., 2019

Este trabajo fue realizado con el apoyo de la Dirección General de Asuntos del Personal Académico (DGAPA), dentro de las actividades para la elaboración del libro: “Química para Ingeniería: Antecedentes, aplicaciones y experimentos de cátedra” para el proyecto PAPIME No. PE-108317.

Gracias a la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM) por el apoyo brindado para la presentación de este escrito con el objetivo de obtener el título universitario a través de este proyecto PAPIME.



Dirección General de Asuntos
del Personal Académico

Dedicatorias

A Dios...

Por haberme brindado salud y fuerzas para lograr mis objetivos hasta este punto de mi vida, por su bondad y amor infinito.

A mi madre, Aurora...

Por confiar siempre en mí, por tenerme como tu máximo en la vida...sé lo difícil que fue iniciar esta etapa juntas, gracias por todo tu esfuerzo, lo hemos logrado, te amo.

A mi abuelita Raquel...

Por ser mi amiga, mi consejera, mi otra madre. Gracias por los regaños, las risas, por todo lo que has hecho por nuestra familia.

A mis hermanos, Gonzalo y Laura, los amo mucho, gracias por estar conmigo y apoyarme siempre.

A mi tutora, Dra. Ana Laura...

Por darme la oportunidad de colaborar con ella en este proyecto, por su amabilidad y por su conocimiento brindado.

A mis maestros...

Por sus enseñanzas tan valiosas para mi vida profesional y personal, por todo lo vivido a lo largo de mi estancia en la facultad.

A mi gloriosa Universidad...

Por darme las herramientas necesarias para enfrentarme al mundo.

Finalmente, a todos los que han sido parte de este viaje, especialmente a los que a pesar del tiempo y la distancia siguen caminando conmigo.

¡Gracias infinitas!

“Por mi raza hablará el espíritu”

Índice

Resumen

Generalidades

Introducción.....	1
1. Sistema de Unidades.....	2
2. Definiciones y conceptos: Número de Avogadro, iones, electrolitos, carga eléctrica y corriente eléctrica.....	4
3. Transformación de la corriente eléctrica a corriente electrolítica en una celda electroquímica.....	12
4. Celdas electrolíticas y galvánicas: Potencial de descomposición y fuerza electromotriz.....	20
5. Leyes de Faraday.....	30
6. Aplicaciones en la Ingeniería.....	33
6.1 Tratamiento de aguas residuales.....	33
6.2 Remediación de suelos.....	42
6.3 Corrosión y Galvanización.....	45
6.4 Purificación de metales.....	50
Conclusiones.....	60
Referencias.....	62

Resumen

En el siguiente trabajo se desarrolla el capítulo “Electroquímica”, tema abordado dentro del material digital “**Antecedentes y aplicaciones de la electroquímica en Ingeniería Geológica**” como parte del proyecto PAPIME No. PE-108317, en colaboración con profesores y alumnos de la Facultad de Ingeniería.

Se trata de una recopilación de temas básicos que deben ser abordados por todos los estudiantes de ingeniería como iniciación en la ciencia de la química.

Se proporciona información general y concisa en cada apartado. En primer lugar, se exponen los preceptos del Sistema Internacional de Unidades y los conceptos necesarios para entender cada proceso químico explicado, las generalidades de las celdas electroquímicas (electrolíticas y galvánicas), las leyes de Faraday en el campo de la electroquímica y sus antecedentes, así como aplicaciones dentro del área de Ciencias de la Tierra.

Con este trabajo, se busca proporcionar a los alumnos un libro de consulta de conceptos, así como información para el mejor entendimiento de los procesos electroquímicos.

Abstract

This paper develops the chapter electrochemistry, subject addressed within the digital material "Antecedents and applications of electrochemistry in geological engineering" as part of the project PAPIME, No. PE-108317, in collaboration with professors and students of the Faculty of Engineering.

It is a compilation of the basic topics that must be addressed by all the students of engineering as initiation into the science of chemistry.

First, the bases of the International System Units and those necessary concepts to understand each chemical process exposed, an overview of electrochemical cells (electrolytic and galvanic), the laws of Faraday in the field of electrochemistry and its history as well as applications within the area of the Earth Sciences.

This work is focused to provide students a reference book of concepts, as well as information for a better understanding of electrochemical processes.

Generalidades

Objetivos

Generar un apartado bibliográfico digital que aborde los aspectos más importantes de la electroquímica, con la finalidad de presentar a los alumnos un material diferente a los libros tradicionales de consulta. Se desea que sea un recurso de fácil entendimiento para iniciar a los alumnos de ciencias de la Tierra en el área de la química. Se expondrán los antecedentes y conceptos más generales de cada tema así como aplicaciones dentro de la ingeniería de ciencias de la Tierra, para que los usuarios tengan un panorama general de la importancia de los procesos electroquímicos en las diferentes industrias.

Metas

Del trabajo de recopilación bibliográfica, sintetizar la amplia información existente acerca del tema de electroquímica.

Presentar un trabajo digerible a los alumnos que recién empiezan a conocer las áreas de aplicación en las ciencias de la Tierra.

Se desea que sea una herramienta frecuente de consulta. Se trabajará en dar un panorama generalizado de los temas contenidos.

Metodología

1. Búsqueda especializada de información en fuentes bibliográficas y electrónicas.
2. Síntesis de información recabada con la finalidad de seleccionar la información más adecuada para empezar a conformar el contenido bibliográfico.
3. Organización de la información recabada, comienzo de escritura de los temas generales así como de las aplicaciones dentro de la ingeniería (se incluye elaboración de tablas, imágenes propias o referenciadas).

Introducción

La electroquímica es una rama de la química que se encarga de analizar por un lado las reacciones químicas para generar electricidad y por otro lado cómo la corriente eléctrica induce reacciones químicas no espontáneas; esto último conocido como *electrólisis*.

El adecuado entendimiento del movimiento de los electrones de un punto a otro es fundamental para el desarrollo de la vida, para el funcionamiento de pilas y baterías, el refinamiento de metales, etc. En una sociedad moderna donde se ha adoptado a la electricidad como una necesidad para llevar a cabo la mayoría de sus actividades, esta se ha vuelto sumamente importante para diseñar formas de utilizar las reacciones químicas para la generación de electricidad.

Con el uso de la electroquímica, también se han desarrollado técnicas de monitoreo en mediciones de propiedades de disoluciones, se puede monitorear la actividad cerebral y del corazón, el pH de la sangre, la presencia de contaminantes en agua y suelos, entre otros.

Pero ¿qué fundamentos hay detrás de toda esta ciencia? ¿Quiénes fueron los pioneros que desarrollaron las bases que en la actualidad rigen a la electroquímica? En el siguiente trabajo se abordarán los antecedentes de la electroquímica, qué fue lo que propició su origen, en qué se basaron los estudiosos del área, quiénes fueron los que desarrollaron esta área, etc.

Con éste trabajo, se plantea el objetivo de proporcionar a los alumnos de Ingeniería un material no solo de consulta de conceptos o formularios que sintetizen los temas, sino también busca ofrecer la información que hay detrás de los temas que ya están desarrollados, además de eso al final se manejarán ejemplos de aplicación en la vida real.

Es de suma importancia conocer de dónde provienen los fundamentos de las ciencias, en este caso de la electroquímica, sobre todo por las aplicaciones que puedan ayudar a cubrir las necesidades del ser humano en la actualidad.

1. Sistema Internacional de Unidades.

Objetivo: CONOCER LAS UNIDADES BÁSICAS Y DERIVADAS MANEJADAS EN EL DESARROLLO DE LOS TEMAS PRESENTADOS.

Un sistema de unidades consiste de un conjunto de parámetros físico-químicos que se encuentran normalizadas. Pocas son las unidades que se consideran básicas, las demás se consideran derivadas.

Uno de los más importantes sistemas de unidades, es el Sistema Internacional de Unidades (SI), adoptado y recomendado por la Conferencia General de Pesas y Medidas (CGPM). La mayoría de los países lo han adoptado a excepción de algunas naciones como Estados Unidos e Inglaterra, que utilizan el sistema anglosajón.

Hasta antes de octubre de 1995, el Sistema Internacional estaba integrado por tres clases de unidades: unidades SI base, unidades SI suplementarias y unidades SI derivadas; esta clasificación cambió en la XX Conferencia General de Pesas y Medidas, llevada a cabo el mismo año, se decidió que algunas unidades suplementarias como el radián y esterradián formaran parte de las unidades derivadas adimensionales. Con esta decisión, las clases de unidades que forman el SI se redujo a unidades SI base o fundamentales y unidades SI derivadas, quedando a la fecha 7 unidades fundamentales o básicas:

Magnitud	Unidad fundamental (SI)	Símbolo
Longitud	Metro	m
Peso	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Intensidad luminosa	Candela	cd
Cantidad de sustancia	Mol	mol

Tabla 1. Unidades SI fundamentales

Unidades usadas en este capítulo

Mol (mol). Unidad fundamental

Cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (0.012 Kg) del isótopo de carbono-12.

Coulomb (C). Unidad derivada

Unidad del SI para medir la cantidad de electricidad o *carga eléctrica*.

Cantidad de carga transportada en un segundo por una corriente de un Amperio de Intensidad de corriente eléctrica.

$$1 \text{ C} = 1 \text{ Axs}$$

Amperio (A). Unidad fundamental

Unidad de medida de la *corriente eléctrica* (I). Equivale a un Coulomb, 6.241×10^{18} la carga elemental, por segundo. Se utiliza para expresar el flujo de carga eléctrica.

Faraday (F). Unidad derivada

Número de electrones que constituye una cantidad definida y útil de electricidad. Equivale a 96484.484 coulombs, se considera como la carga eléctrica de un mol de electrones.

Voltio (V). Unidad derivada

Unidad del SI, derivada del potencial eléctrico y la fuerza electromotriz.

Diferencia de potencial a través de un conductor cuando la corriente de un amperio utiliza un watt¹ de potencia.

Nota

⁽¹⁾ Medida del SI, representa la potencia eléctrica y define a qué velocidad se transforma la energía eléctrica. Se denomina también como vatio. Se le nombró así debido al matemático James Watt (1763-1819), quien contribuyó a la creación de la máquina de vapor.

2. Definiciones y conceptos: Número de Avogadro, iones, electrolitos, carga eléctrica y corriente eléctrica.

Objetivo: CONOCER LOS CONCEPTOS FUNDAMENTALES PARA EL ENTENDIMIENTO DE LAS INTERACCIONES ENTRE REACCIONES QUÍMICAS PARA LA GENERACIÓN DE UNA CORRIENTE ELÉCTRICA Y VISCEVERSA.

Número de Avogadro² (N_A)

Los átomos presentan masas extremadamente pequeñas, imposible de medirlas físicamente, por esta razón se creó una unidad que incluyera una gran cantidad de átomos. Dada esta necesidad, los químicos empezaron a medir a los átomos y moléculas en moles. Partiendo de la definición de mol, número real de átomos en 12 g de C^{12} , al número obtenido de este experimento se le denominó *Número de Avogadro* o *Constante de Avogadro*.

Número de Avogadro

Número de entidades elementales (átomos o moléculas) presentes en un mol de sustancia. Unidad utilizada, mol. (Chang, 2010).

$$N_A = 6.022 \times 10^{23} [\text{mol}]^{(3)}$$

Se tiene así que, un mol de C^{12} contiene 6.022×10^{23} átomos, así mismo, un mol de C^{12} tiene una masa molar de 12 g/mol. La **masa molar** es la relación que existe entre la masa de una sustancia y el número de partículas que la componen, se suele expresar en unidades de gramos sobre mol (g/mol). Para obtener el valor de la masa molar de una sustancia se requiere conocer las masas atómicas que ya vienen dadas en la tabla periódica para cada elemento.

Para un solo elemento, ambos valores son iguales (masa atómica y masa molar), la diferencia entre ellas radica en que la masa atómica se expresa en unidades de masa atómica (u.m.a) y la masa molar representa una sola molécula, la masa de un mol de moléculas.

Nota

⁽²⁾ Se le denominó Número de Avogadro por Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e di Cerreto (1776-1856). Científico y matemático italiano, siendo famoso principalmente por su aportación de la Ley de Avogadro, base para la determinación de las masas atómicas.

⁽³⁾ Valor redondeado, siendo el valor comúnmente aceptado $N_A = 6.0221415 \times 10^{23}$ (mol).

Ejemplo:

El C^{12} tiene una masa atómica de 12 u.m.a, por lo tanto:

$$1 \text{ mol de } C^{12} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12 \text{ (g/mol)}$$

El Na tiene una masa atómica de 22.99 u.m.a, por lo tanto:

$$1 \text{ mol de Na} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 22.99 \text{ (g/mol)}$$

En el caso de un compuesto, la masa molar se obtendrá de la suma de las masas molares de cada uno de los elementos que la conforman:

Para el ácido clorhídrico HCl, el hidrógeno (H) tiene una masa atómica de 1 u.m.a y el cloro (Cl) tiene una masa atómica de 35.45 u.m.a y, debido a que en el compuesto hay una molécula de cada elemento se tiene que:

$$1 \text{ mol de H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 1 \text{ (g/mol)}$$

$$1 \text{ mol de Cl} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 35.45 \text{ (g/mol)}$$

Por lo tanto la masa molar de 1 mol de HCl es igual a 36.45 (g/mol)

Ion

La materia está compuesta por átomos, y estos, a excepción del H^+ , a su vez de protones (p^+), neutrones (n) y electrones (e^-). Los electrones tienen una carga negativa y se encuentran en la periferia del átomo mientras que los protones presentan una carga positiva y se encuentran dentro del núcleo del átomo. Aunque presentan diferentes cargas, ambos tienen el mismo valor absoluto.

Durante una reacción química los protones permanecen iguales; sin embargo, lo anterior no sucede con aquellas partículas cargadas negativamente debido a que se pueden ganar o perder electrones. A este proceso de ganancia o pérdida de electrones se le llama *ionización* (Figura 2.1).

Ion

Átomo o grupo de átomos que contienen una carga neta positiva y una negativa. (Chang, 2010, p. 54).

Se denomina *cación* al conjunto de átomos que presentan una carga eléctrica positiva, dándose una pérdida de uno o más electrones, y *anión* cuando hay una ganancia de electrones presentando una carga eléctrica negativa.

Se suele denominar a los cationes y a los aniones con el símbolo del átomo correspondiente y el símbolo “+” o “-” respectivamente, además se debe indicar el número de electrones que se pierden o se ganan si es mayor a 1 (Figura 2.1).



Figura 2.1. Disociación electrolítica del compuesto iónico de cloruro de sodio (NaCl) y cloruro de magnesio (MgCl₂) en sus respectivos iones.

El primero en definir los conceptos de catión y anión fue Michael Faraday⁴ en el año 1830, pero no fue sino hasta 1884 que Svante August Arrhenius⁵ desarrolló la teoría completa de la “Disociación Electrolítica”, valiéndole así el Premio Nobel de Química en el año de 1903.

Electrolitos

Se define a una disolución como *una mezcla homogénea entre dos o más sustancias*, en ella participan dos componentes: el *soluto*, sustancia presente en menor cantidad, y el *disolvente*, sustancia que se encuentra en mayor cantidad. Todos los solutos que se disuelven en agua se clasifican en dos partes: electrólitos y no electrólitos.

Electrólito

Sustancia que cuando se disuelve en agua forma una disolución que conduce la energía eléctrica. Lo contrario para un no electrólito. (Chang, 2010, p. 122).

Nota

⁽⁴⁾ Michael Faraday (1781-1867). Físico-químico británico, destacado por sus aportes en la inducción electromagnética, diamagnetismo y electrólisis.

⁽⁵⁾ Svante August Arrhenius (1859-1927). Físico-químico sueco, que aportó conocimientos en el campo de la disociación electrolítica.

Los electrólitos se clasifican en dos tipos:

-Electrólitos fuertes: forman buenas disoluciones conductoras de la electricidad, debido a que al disolverse en agua se disocian por completo.

-Electrolitos débiles: debido a que los iones tratan de unirse nuevamente para formar una molécula inicial no se disocian por completo en agua, por lo que existe una baja concentración de iones, provocando un débil flujo de corriente eléctrica.

Por sí sola, el agua conduce deficientemente la electricidad; sin embargo, si se le agrega algún electrólito se convertirá en una disolución que permita el paso de la corriente eléctrica de una forma más eficiente.

Un experimento sencillo utilizado para distinguir entre una sustancia que funciona como electrólito y un no electrólito consiste en realizar un circuito formado por un contenedor de agua, un foco y dos *electrodos*. Los electrodos son conductores eléctricos que se utilizan para hacer contacto con un elemento no metálico en un circuito, por ejemplo un electrólito, un gas, un semiconductor, etc. A través de los electrodos se llevan a cabo reacciones de oxidación-reducción, el electrodo donde se lleva a cabo la oxidación se denomina *ánodo* y el electrodo donde ocurre la reducción se denomina *cátodo*.

En el contenedor con agua se sumergen los electrodos, de tal manera que al momento de agregar una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl) el foco se encienda tan rápido como la sal se disuelva en el agua. Esto se debe a que el NaCl es un sólido iónico que se disocia en agua en los iones Na^+ y Cl^- . Los iones Na^+ se dirigen hacia el electrodo negativo (cátodo) y los iones Cl^- hacia el positivo (ánodo). Este movimiento generará una corriente eléctrica que equivale al flujo de electrones a través de un alambre metálico, debido a que la disolución del NaCl conduce la electricidad, se le puede llamar electrólito (Figura 2.2).

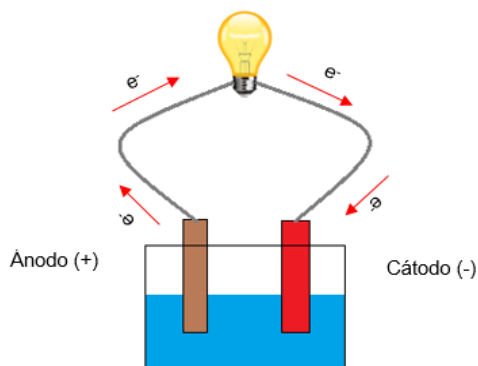


Figura 2.2. Esquema que representa de manera sencilla el experimento utilizado para distinguir entre un electrólito y un no electrólito, el cual consiste en ocupar un foco y un par de electrodos sumergidos en un contenedor con la disolución del compuesto. Para que el foco encienda, los electrones deben de fluir de un electrodo a otro, generando una corriente eléctrica y cerrando así el circuito.

Carga eléctrica

Una interacción fundamental entre partículas subatómicas explicada por la física es la electricidad. Aunque ya era conocida desde la antigüedad, no se empezó a explicar sino hasta el Siglo XVIII y ya a mediados del Siglo XIX se le relacionó estrechamente con el magnetismo. Ésta combinación de magnetismo y corriente eléctrica se encuentra presente en muchos aspectos de la vida, en la radiación solar e incluso dentro del cuerpo humano.

El fundamento de la electricidad son las *cargas eléctricas*.

Definición:

Carga eléctrica

Propiedad intrínseca de la materia responsable de producir interacciones electrostáticas.

La carga eléctrica de un objeto es la suma de las cargas fundamentales de cada uno de sus constituyentes: moléculas, átomos y partículas elementales, por lo que se deduce que la carga eléctrica es una magnitud cuantizada.

La carga eléctrica representada por la letra “e” se mide en Culombios (C).

En el año 1909, Robert Milikan⁶ determinó el valor de la carga eléctrica de un electrón, conocida también como *carga fundamental*. El valor de ésta carga es igual a:

$$e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

La carga eléctrica en algunas partículas subatómicas se manifiesta a través de fuerzas de repulsión o de atracción entre ellas debido a la interacción de campos electromagnéticos.

Las cargas eléctricas ocurridas en especies químicas (iones, átomos, moléculas) pueden ser positivas, negativas o neutras.

- Es *negativa* cuando tiene más electrones que protones.
- Es *positiva* cuando tiene más protones que electrones.
- Es *neutra* cuando tiene igual número de protones que de electrones.

Nota

⁽⁶⁾ Robert Andrews Milikan (1868-1953). Físico estadounidense, ganador del Premio Nobel de Física por su descubrimiento en el valor de la carga del electrón, también realizó estudios sobre los rayos cósmicos.

Las cargas iguales se rechazan y las opuestas se atraen. La fuerza de atracción o de repulsión, como lo dicta la Ley de Coulomb⁷ entre dos cargas va a depender del inverso del cuadrado de la distancia que los separa (Figura 2.3).



Figura 2.3. Las cargas eléctricas en especies químicas pueden ser positivas, negativas o neutras. Las cargas eléctricas de la misma clase o signo se atraen mientras que las de diferente clase o signo se repelen.

La carga eléctrica del sistema que se está estudiando es igual antes y después de un fenómeno físico aunque se distribuya de otra forma. Con esto se constituye el Principio de conservación de la carga: *“la carga no se crea ni se destruye, ya que su valor permanece constante”*. Las cargas circulan libremente por cualquier superficie de un cuerpo, aquellos que permite el libre movimiento de las cargas eléctricas se llaman *conductores* y los que no lo permiten, se denominan *aislantes*.

Corriente eléctrica

Corriente eléctrica

Flujo de electrones entre dos puntos de un conductor que se encuentran a distinto potencial eléctrico.

Se define al *potencial eléctrico* como la energía potencial por unidad de carga. Nos permite obtener una medida del campo eléctrico (E) en un punto a través de la energía potencial electrostática que va a adquirir una carga en el punto dado, al ser la energía potencial una magnitud escalar implica que el potencial eléctrico también sea una magnitud escalar, la unidad dentro del SI para medir el potencial eléctrico es el voltio (V).

La Corriente eléctrica (I), se definirá con la siguiente ecuación:

$$I = Q/t \dots\dots\dots(2.1)$$

Donde **Q** es la carga neta medida en culombios (C) que pasa a través de un área dada en un tiempo **t** medido en segundos (s), la unidad de medida utilizada es el *Ampere* (A).

Nota

⁽⁷⁾ Charles Coulomb (1736-1806). Físico francés, enunció la ley que lleva su nombre en relación a las cargas eléctricas: “La fuerza existente entre dos cargas eléctricas es proporcional al producto de las cargas eléctricas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa”.

En una corriente eléctrica las cargas son transportadas por el movimiento de electrones o iones que circulan de forma ordenada por un material conductor que puede ser sólido, líquido o gaseoso.

Los electrones tienden a moverse de zonas de menor potencial a zonas de mayor potencial. Mientras los electrones se desplazan, el potencial en ambas zonas se empezará a igualar haciendo que poco a poco los electrones se vayan deteniendo. En el campo de la física, el *potencial* describe la variación de otra magnitud. El *potencial eléctrico* en un punto, se refiere al trabajo que debe realizar una fuerza externa para traer una carga positiva q unitaria desde el punto de referencia hasta el punto considerado en contra de la fuerza eléctrica a velocidad constante.

Si se requiere hacer que una corriente sea constante se debe utilizar un dispositivo que nos permita generar una diferencia de potencial constante, para esto se ocupa un *generador de corriente* (Figura 2.4).

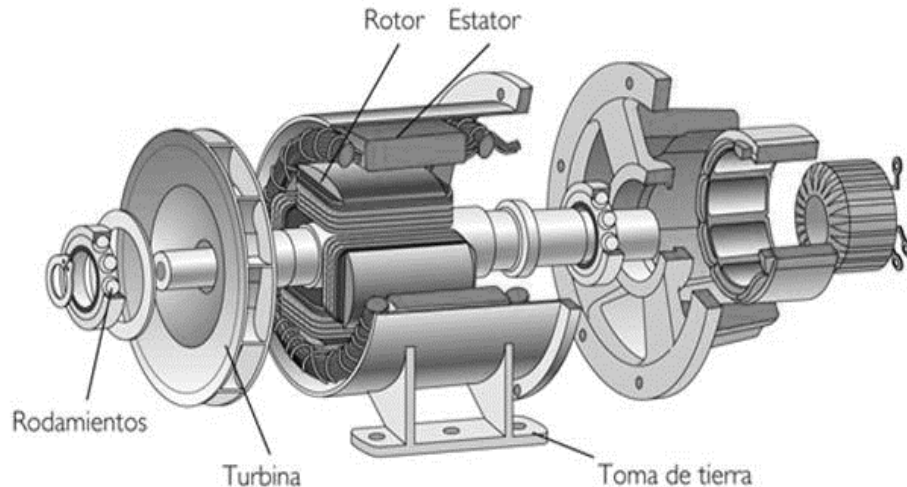


Figura 2.4. Un generador eléctrico es una máquina que transforma la energía mecánica en energía eléctrica. Esto gracias a una pieza que se encuentra en movimiento, *rotor* y otra que permanece estática, *estator*. Cuando el generador se encuentra en movimiento, una de las piezas creará un flujo magnético (inductor) y la otra parte lo convertirá en energía eléctrica (inducido). Vélez, L. (2010). Ilustración de Generador de corriente alterna. [Ilustración]. Recuperado de: <http://www.monografias.com/trabajos82/corrientes-alternas-y-corrientes-continuas/corrientes-alternas-y-corrientes-continuas2.shtml>

Existen dos tipos de corriente eléctrica:

- Corriente continua (c.c), el flujo de electrones se produce siempre en el mismo sentido.
- Corriente alterna (c.a), el sentido del flujo de los electrones varía de forma periódica. El cambio de sentido del flujo de los electrones es conocido como *frecuencia* y se mide en hercios (Hz), unidad igual a ciclos por segundo (Figura 2.5).

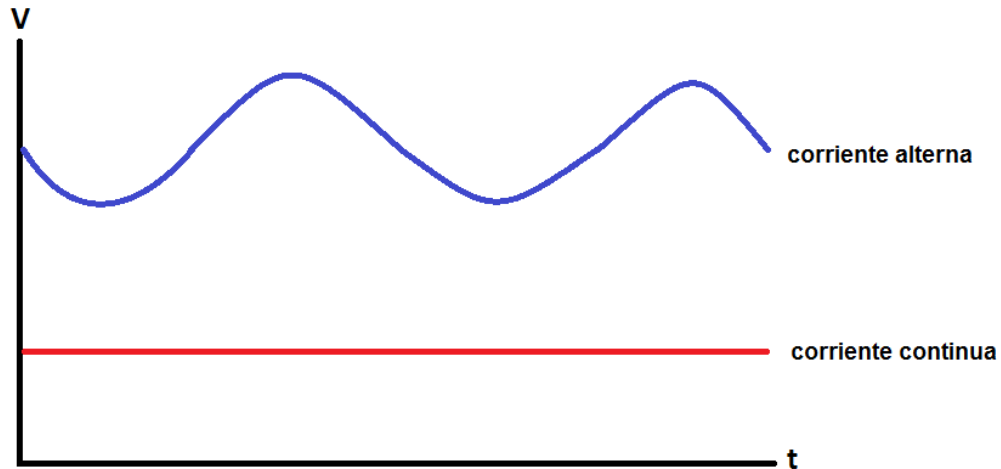


Figura 2.5. En una corriente continua el voltaje (V) no varía con el tiempo (t), lo contrario en la corriente alterna, donde el voltaje y la corriente varían con el tiempo.

La corriente eléctrica va a generar tres tipos de efectos:

- Caloríficos, si una corriente eléctrica circula por un conductor, este incrementará su temperatura.
- Químicos, si una corriente eléctrica circula por un conductor iónico, la corriente es capaz de producir una reacción química. Dichos efectos son estudiados en el área de la electroquímica
- Magnéticos, una corriente eléctrica a través de un conductor crea un campo magnético (B) similar al que produce un imán. El campo magnético es definido de varias maneras, dependiendo del contexto, en términos generales se define como un campo que ejerce una fuerza magnética en sustancias sensibles al magnetismo.

3. Transformación de la corriente eléctrica a corriente electrolítica en una celda electroquímica.

Objetivo: CONOCER LOS ANTECEDENTES DE LAS CELDAS ELECTROQUÍMICAS Y EL PROCESO DE DESCOMPOSICIÓN DE UNA DISOLUCIÓN ELECTROLÍTICA EN SUS IONES POR MEDIO DE UN FLUJO DE CORRIENTE CONTÍNUA.

En el año de 1786 Luigi Galvani⁸ descubrió de manera casual el primer generador de una fuerza electromotriz (FEM)⁹, fuerza capaz de mantener continua una corriente eléctrica. Observó que los músculos de una rana se contorsionaban al momento de recibir una descarga eléctrica, además notó que al colgar sobre un gancho de cobre los músculos de la rana, reaccionaban de una manera más agresiva al estar cerca de un barandal de hierro, todo esto lo condujo a investigar acerca de una fuerza llamada fuerza electromotriz de contacto¹⁰.

Galvani pensó que las reacciones en los músculos de la rana eran causadas por un estímulo eléctrico y que se originaba en los tejidos del animal, estos simulando ser un fluido; sin embargo, Alessandro Volta¹¹ pensaba que la electrización se debía al contacto entre los dos metales, el cobre del alambre y el hierro del barandal, a través del músculo humedecido de la rana. Con esta idea, Volta decidió hacer su propia pila, la pila voltaica.

La pila de Alessandro Volta

Una carta enviada por Alessandro Volta a Sir Joseph Banks, presidente de la Real Sociedad, describe el experimento con el cual logra crear la primera pila que sería también el primer generador de corriente continua. Se trataba de un dispositivo conformado por pares de discos metálicos de cobre (Cu) o plata (Ag) y estaño (Sn)

Nota

⁽⁸⁾ Luigi Galvani (1737-1798). Fisiólogo y físico italiano, le valió su reconocimiento gracias a sus aportaciones en cuanto a la naturaleza eléctrica de los impulsos nerviosos.

⁽⁹⁾ Fuerza electromotriz de contacto. Energía proveniente de cualquier fuente, medio o dispositivo que suministre una corriente eléctrica. Se mide en voltios para el potencial electromotriz, la fuerza electromotriz y el voltaje. Vega, V. (2011). *Fuerza electromotriz*. [Diapositivas de PowerPoint]. Recuperado de: <https://es.slideshare.net/MNG7/fuerza-electromotriz-9131031>

⁽¹⁰⁾ Diferencia de potencial existente entre dos metales distintos que entran en contacto.

⁽¹¹⁾ Alessandro Volta (1745-1827). Físico italiano, inventor de la primera pila de corriente continua.

o zinc (Zn), intercalados en forma de columna siempre en el mismo orden con discos humedecidos de algún líquido que sea mejor conductor que el agua, podía ser agua con sal o lejía (disolución del compuesto químico hipoclorito de sodio (NaClO) en agua), estos discos a los que Volta llamo *discos embebidos*, al estar en completo contacto con los conductores metálicos facilitarían que el fluido eléctrico pueda pasar. Volta utilizo una serie de 20 placas metálicas en las cuales observó que la fuerza producida no era de gran intensidad, y explicaba que para obtener un mayor voltaje se podrían apilar un gran número de pares voltaicos; sin embargo, presentaba un inconveniente, un gran número de apilamientos ocasionaría el derrumbe de la columna. Ante la problemática, Volta explicó la manera de solucionarlo, se debía de dividir la columna en dos o más secciones en donde las piezas tienen todas sus posiciones y comunicaciones respectivas, como si se tratara de una sola columna, el montaje de este aparato sería más cómodo, menos voluminoso y más fácil de transportar (Figura 3.1).



Figura 3.1. Pila de Volta. Pares metálicos de cobre (Cu) y zinc (Zn) intercalados en serie con discos embebidos de agua salina o lejía. Se podría obtener un voltaje alto como tantos discos fueran apilados. Ilustración de Pila de Volta. [Figura]. Recuperado de: <https://culturacientifica.com/2016/04/05/cargas-en-movimiento/pila-de-volta/>

La forma en que Volta explica el montaje de los pares voltaicos sería un símil de la conexión en serie, donde los componentes eléctricos se conectan secuencialmente y en donde existe un único camino al cerrar la corriente, además de que la corriente es igual en todos sus componentes. La conexión en paralelo, es aquella donde las componentes eléctricas se encuentran unidas paralelamente con sus extremos comunes, en este tipo de conexión, la corriente se va a separar en cada uno de sus componentes.

La pila de Daniell

Fue construida por el químico británico John Frederic Daniell en el año de 1836, como respuesta a una mejora de la versión de la pila creada por Alessandro Volta. Consiste de un electrodo (ánodo) de zinc (Zn) sumergido en una disolución de

sulfato de zinc (ZnSO_4) y otro electrodo (cátodo) de cobre (Cu) sumergido en una disolución de sulfato de cobre (CuSO_4), ambos electrodos son conectados externamente por un cable intercalados con un voltímetro, en donde se verifica que existe el paso de corriente eléctrica de un electrodo a otro.

El sentido del flujo de la corriente eléctrica se determina con cada una de las semi-reacciones que ocurren en los electrodos. Debido a que el zinc es el elemento que está perdiendo electrones, es decir se oxida, en este electrodo ocurrirá la semi-reacción de oxidación, por otro lado, el cobre que es el elemento que capta los electrones provenientes del zinc para que se pueda depositar el cobre en su forma sólida sobre el electrodo, es el que se reduce y por lo tanto ocurre la semi-reacción de reducción (Figura 3.2).

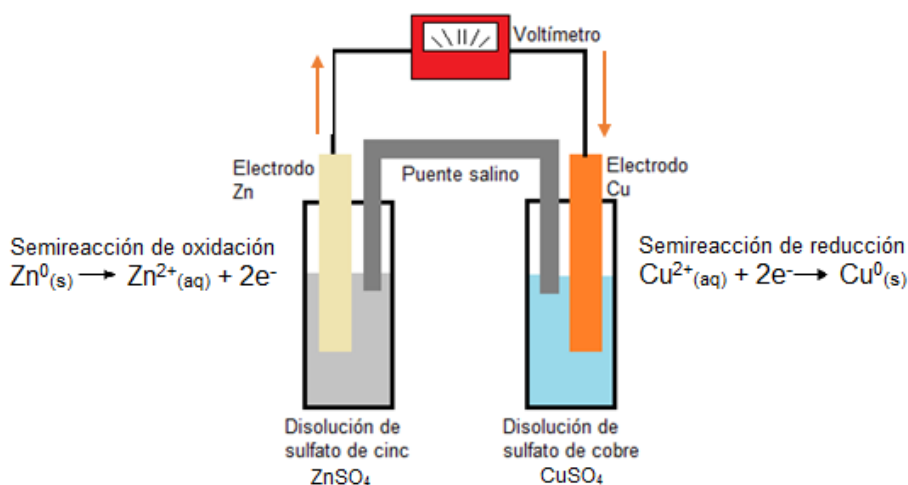


Figura 3.2. Pila de Daniell, variante de la pila de Volta.

Debido a que durante la reacción de oxidación se va perdiendo el zinc metálico (Zn^0) y en la reacción de reducción se pierde el Cu^{2+} para convertirse en cobre metálico (Cu^0), se da un desajuste de cargas eléctricas en ambas disoluciones, para solucionar este desajuste se emplea un *puente salino*, tubo de cristal en forma de U, contiene una disolución de un electrólito fuerte (ejemplo: cloruro de sodio, NaCl ; cloruro potásico, KCl ; nitrato sódico, NaNO_3 ; o nitrato potásico KNO_3) y en los extremos se encuentra tapado por un material poroso que permite el paso de los iones, de esta manera, el puente salino cierra el circuito permitiendo la conductividad.

Las celdas electroquímicas

Una *celda electroquímica* es un dispositivo en donde ocurren reacciones de óxido-reducción, donde la energía liberada mediante una reacción espontánea se convierte en energía eléctrica, proceso llevado a cabo en una *celda galvánica*. Por

el contrario, la energía eléctrica es aprovechada para inducir una reacción química no espontánea, proceso conocido como *electrólisis*, y que se lleva a cabo en *celdas electrolíticas*.

NOTA

Durante las reacciones óxido-reducción o *redox* se produce una transferencia de electrones entre los reactivos. Se emplean con mucha frecuencia en la minería, por ejemplo en la electrorrefinación del cobre (Cu), donde ocurren procesos no espontáneos mediante la electrólisis; en la combustión de los hidrocarburos; el proceso de respiración y digestión; reacciones en pilas y baterías.

- Oxidación: fenómeno en el cual una especie química pierde electrones, su número de oxidación¹² aumenta porque pierde cargas negativas.

Ejemplo: En la vida diaria podemos ver este proceso en la combustión producida al quemar un papel, el proceso de respiración, etc.

- Reducción: fenómeno en el cual una especie química gana electrones, su número de oxidación disminuye porque gana cargas negativas. Ejemplo:

La celda electrolítica se utiliza para dissociar compuestos químicos en iones, ejemplos de este proceso son la disociación del agua en iones de oxígeno (O) e hidrógeno (H), y la bauxita¹³ ($\text{AlO}_x(\text{OH})_{3-2x}$) en aluminio (Al), así como el proceso de *galvanización*, del cual se hablará en el apartado VI, Aplicaciones en la Ingeniería.

La corriente eléctrica se introducirá mediante la aplicación de una diferencia de potencial en los elementos conductores (electrodos) que estarán sumergidos en un líquido. El líquido debe tener ciertas características, tales como que debe mostrar conductividad y contener sustancias que sean capaces de oxidarse y reducirse.

Nota

⁽¹²⁾ El número de oxidación es la carga que tendría un átomo si los electrones del enlace se asignaran al elemento más electronegativo, quedando el compuesto constituido por iones. En sí, el número de oxidación de un átomo en una molécula es un concepto teórico.

⁽¹³⁾ La Bauxita es una roca sedimentaria compuesta de óxido de aluminio (Al_2O_3). Considerada como materia prima del Aluminio, formado por el intemperismo de las rocas en la superficie.

En general, una celda electrolítica consta de (Figura 3.3):

- a) Dos electrodos, uno de ellos será el ánodo, sobre el que se producirá la semi-reacción de oxidación y que por convención es el polo negativo; y el segundo electrodo que será el cátodo, donde ocurrirá la semi-reacción de reducción y que por convención será el polo positivo.
- b) Electrolito, por lo general es una disolución de agua, aunque puede ser otro disolvente, y un soluto que procederá a disolverse en sus iones constituyentes, ejemplo: el cloruro de sodio (NaCl).
- c) Voltímetro, permite el paso de los electrones cerrando el circuito. Mide la diferencia de potencial eléctrico entre los electrodos, siendo la lectura el valor del voltaje de la celda.

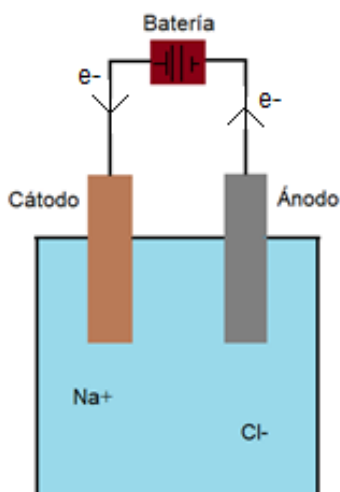


Figura 3.3. *Celda electrolítica*, consta de tres partes, dos electrodos (cátodo y ánodo), un electrolito y un voltímetro. Por lo general es una disolución de agua, aunque puede ser otro disolvente, y un soluto que procederá a disolverse en iones, ejemplo: NaCl.

Al aplicar una diferencia de potencial sobre la celda electrolítica se generará la circulación de electrones a través de los electrodos, con ello se dará la oxidación de los componentes presentes en la disolución en la superficie del ánodo y la reducción de los otros componentes en el cátodo.

Se deben de suministrar electrones al cátodo para que ocurra el proceso de reducción (haciendo que el cátodo sea negativo) y así eliminarse electrones desde el ánodo al conducir la oxidación (haciendo que el ánodo sea positivo).

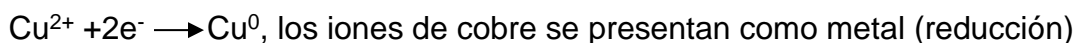
Debido a que debe de haber un balance de cargas dentro de la celda, se debe dar un transporte de cargas, para esto en la disolución deben existir sales, así los aniones de estas van a transportar las cargas negativas hacia el ánodo y los cationes transportaran las cargas positivas hacia el cátodo, con esto se cerrará el circuito de transporte de cargas, eléctrico e iónico.

Ejemplo

En una disolución electrolítica conformada por cloruro de cobre (CuCl_2), cuando pasa la corriente eléctrica en la celda, los iones de cloruro (Cl^-) cargados negativamente irán al electrodo positivo y los iones de cobre (Cu^{2+}) cargados positivamente van al electrodo negativo.

Entre los límites de las fases y de los conductores iónicos y electrónicos los iones se transformarán, se capturarán o se liberarán electrones.

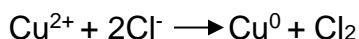
Así, la reacción que sucede en electrodo negativo generará la siguiente reacción:



Y en el electrodo positivo,



Dando como resultado, la siguiente reacción global en la celda:



Mientras que en la disolución electrolítica habrá una migración iónica, lo que conducirá a un cambio en el electrolito, en el circuito de los conductores electrónicos se dará una migración de electrones que no afectará al conductor esencial. El flujo de corriente conducirá a que se formen diferentes concentraciones tanto de los iones de Cu^{2+} como de los iones cloruro (Cl^-) en la concentración total del electrolito.

Una *celda galvánica*, es un dispositivo mediante el cual se genera energía eléctrica a través de una reacción redox espontánea¹⁴. Un ejemplo de una celda galvánica es una pila.

Este tipo de celda consta de una barra metálica de zinc (Zn) sumergida en una disolución de sulfato de zinc (ZnSO_4) y una barra de cobre (Cu) sumergida en una disolución de sulfato de cobre (CuSO_4). El funcionamiento de la pila se basa en el principio de que la oxidación de Zn a Zn^{2+} y la reducción de Cu^{2+} a Cu se pueden llevar a cabo simultáneamente, pero en recipientes separados, con una transferencia electrónica a través de un alambre conductor externo.

Nota

Ejemplo tomado de Hamann, C., Hamnett, A y Vielstich W. (2007), *Electrochemistry*: Chapter 1. Foundations, Definitions and Concepts. WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. p.p 3

⁽¹⁴⁾ Una reacción espontánea es cuando el cambio en la energía libre de Gibbs es menor a 0 ($\Delta G < 0$). Mientras que en una reacción no espontánea, la energía libre de Gibbs es mayor a 0 ($\Delta G > 0$).

La selección particular de los electrodos de Zn y Cu y las disoluciones de ZnSO₄ y CuSO₄, se conoce como celda de Daniell.

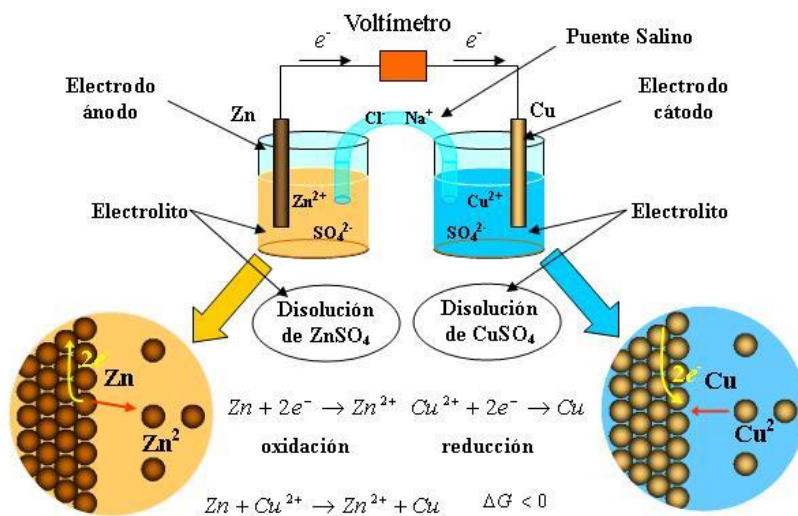


Figura 3.4. Celda galvánica, al igual que la celda electrolítica consta de dos electrodos, el ánodo en donde se lleva a cabo el proceso de oxidación y el cátodo en donde sucede la reducción. Los electrolitos empleados son sulfato de Cu, que se disocia en los iones Cu²⁺ y SO₄²⁻, y Sulfato de Zn, que a su vez se disocia en Zn²⁺ y SO₄²⁻. Cedrón, J. (s.f). Ilustración de celda galvánica. [Ilustración]. Recuperado de: <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/42-celdas-galvanicas-o-celdas-voltaicas.html>

Las semi-reacciones que se llevan a cabo en los electrodos son:



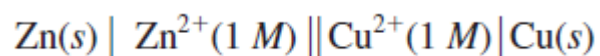
Resultado de la reacción global, $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$ (más adelante se explicará cómo seleccionar los electrodos).

Para completar el circuito eléctrico, las disoluciones se deben de conectar mediante un conductor que permita el paso de los cationes y aniones de un lado a otro, esta condición se cumple mediante el uso de un puente salino. Durante la reacción redox global, los electrones fluyen externamente desde el ánodo hacia el cátodo a través del alambre conductor y el voltímetro. En la disolución, los cationes de Zn²⁺, Cu²⁺ y K⁺ (el K⁺, es el catión del electrolito presente en el puente salino, cloruro de potasio KCl) se mueven hacia el cátodo y los aniones sulfato (SO₄²⁻) y cloruro (Cl⁻) se mueven hacia el ánodo. Sin la presencia del puente salino, se acumularían cargas positivas sobre el ánodo (debido a la formación de iones Zn²⁺) y cargas negativas en el cátodo (debido a que parte de los iones de Cu²⁺ se reducen a Cu) impidiendo que la celda funcione.

La corriente eléctrica fluye del ánodo al cátodo debido a la diferencia de potencial eléctrico entre los electrodos. Esta diferencia de potencial eléctrico se mide experimentalmente con un voltímetro. El voltaje de la celda galvánica se llama *voltaje de celda* o *potencial de celda*, también comúnmente se le suele llamar *fuerza electromotriz* o *fem* (E), a pesar de su nombre es una medida del voltaje y no de la fuerza. El voltaje de una celda, depende de la naturaleza de los electrones, la naturaleza de los iones, la concentración iónica y la temperatura a la cual opera la celda.

La notación convencional para representar las celdas galvánicas es un *diagrama de celda*, ejemplo:

Para la pila de Daniell y suponiendo que los iones de Zn^{2+} y Cu^{2+} se encuentran en una concentración de $1M^{15}$.



La línea vertical representa los límites entre las fases. El electrodo de Zn es un sólido, los iones Zn^{2+} del sulfato de cinc ($ZnSO_4$) se encuentran en disolución. Para representar el límite de las fases se traza una línea entre el Zn y Zn^{2+} . El puente salino se representa por la doble línea vertical. Por convención, el ánodo se escribe primero a la izquierda y los demás componentes aparecen en el mismo orden en el que se encontrarían al moverse del ánodo al cátodo.

Nota

⁽¹⁵⁾ La molaridad (M) es la medida de la concentración de un soluto en una disolución.

4. Celdas electrolíticas y galvánicas: Potencial de descomposición y fuerza electromotriz.

Objetivo: ENTENDER LA RELACIÓN EXISTENTE ENTRE LA F.E.M Y LA DIFERENCIA DE POTENCIAL DE UNA CELDA ELECTROQUÍMICA, ASÍ COMO LA ESPONTANEIDAD EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Potencial de descomposición

En el tema 3, se explicó que la descomposición electroquímica de una sustancia a través del paso de una corriente eléctrica se llama electrólisis, y corresponde a la conversión de la energía eléctrica a química. Las reacciones que suceden en los electrodos durante la electrólisis obedecen en general a las leyes energéticas: en las celdas electrolíticas se da el mínimo aumento de energía libre, y en las celdas galvánicas se causará la disminución máxima posible de energía libre.

Para un aumento significativo de la corriente en una celda electrolítica, la diferencia de potencial o voltaje de la celda (E) entre los electrodos deberá exceder un valor conocido como la diferencia de *potencial de descomposición* (E_D).

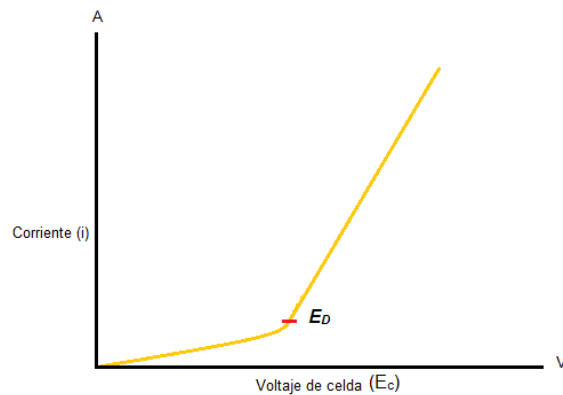


Figura 4.1 Corriente en una celda electrolítica en función del voltaje de la celda (E). E_D es la diferencia de potencial de descomposición.

A partir del punto denominado potencial de descomposición se da la electrólisis de una forma continua, y la intensidad de la corriente aumenta rápidamente al aumentar la diferencia de potencial.

El *potencial de descomposición* (E_D), es el potencial mínimo necesario aplicado a los electrodos para que la electrólisis suceda; sin embargo, en ocasiones es necesario incrementar la FEM aplicada por encima del potencial de descomposición para que el proceso electrolítico proceda. A este fenómeno se le

denomina *sobretensión* o *sobrevoltaje*, y dependerá del material de los electrodos que se utilizan y del electrólito en cuestión.

Durante la electrólisis, las especies que se oxidan o se reducen en los electrodos son los que necesitan menos energía para su transformación. La cantidad de energía necesaria para una especie dada dependerá de su concentración, su potencial normal y la sobretensión aplicada.

Fuerza electromotriz y el potencial estándar de reducción

La diferencia de potencial existente entre el ánodo y el cátodo se denomina potencial de celda (E°_{celda}) y coincide con la fuerza electromotriz. El potencial de celda para una celda galvánica siempre será un valor positivo, para esto, la reacción óxido-reducción deberá ser una reacción espontánea.

Teniendo en cuenta que el potencial de la celda (E°_{celda}) depende de las medias celdas anódica y catódica, es necesario determinar los potenciales de cada una de estas celdas; sin embargo, no se puede medir el potencial de un electrodo aislado; por lo tanto, para medir el potencial de un solo electrodo se utiliza el *Electrodo Estándar de Hidrógeno (EEH)*.

$$\Delta E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \dots\dots\dots(4.1)$$

El EEH se compone de un electrodo inerte de platino dentro de un tubo de vidrio, con una disolución de ácido clorhídrico (HCl) donde burbujea gas hidrógeno a 25°C. En condiciones de estado estándar; con presión de H₂ igual a 1 (atm) y la concentración de la disolución de HCl igual a 1 M, el potencial de reducción para H⁺ a 25°C es exactamente igual a cero, $E^\circ = 0 \text{ V}$ (Figura 4.2).

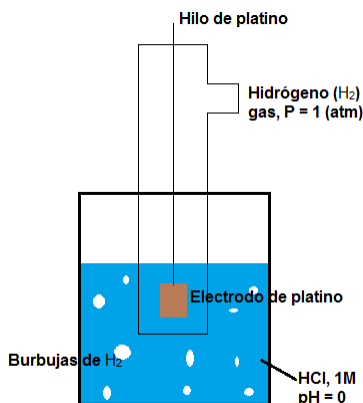


Figura 4.2 *Electrodo Estándar de Hidrógeno*. Todos los potenciales estándar de los distintos semi-sistemas se refieren al EEH. Las concentraciones de las especies son de 1(M) y todos los gases se encuentran por debajo de 1 [atm] de presión. El hidrógeno gaseoso burbujea en una disolución de ácido clorhídrico (HCl) con un electrodo de platino que proporciona la superficie para que el hidrógeno se disocie y además sirve como conductor eléctrico.

El exponente “°” refiere por convención a las condiciones de estado estándar, y E° denota el *potencial estándar de reducción* o el *voltaje en un electrodo asociado con una semi-reacción de reducción cuando todos los solutos son de 1 (M) y todos los gases se encuentran a una presión igual a 1 (atm)*, de esta manera el potencial estándar de reducción del electrodo de hidrógeno es cero.

Ejemplo

El EEH también sirve para medir los potenciales de otros electrodos. Teniendo en cuenta la siguiente celda galvánica.

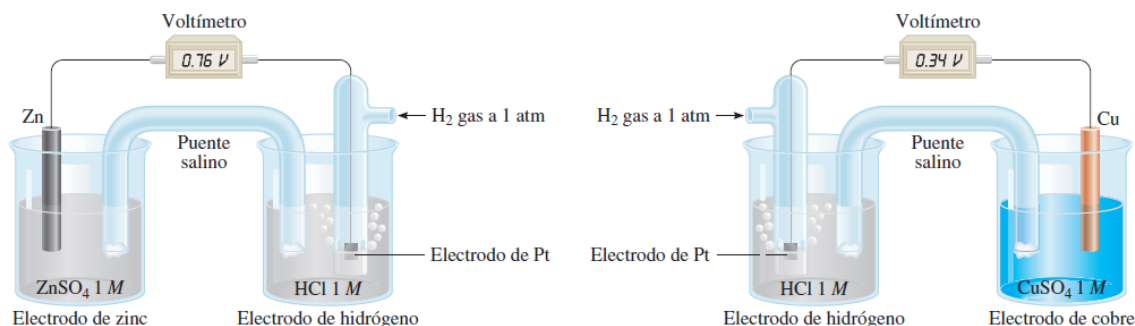
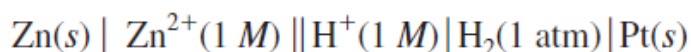


Figura 4.3 La celda de lado izquierdo está compuesta por un electrodo de zinc (Zn) y un electrodo de platino con EEH, este último funciona como el cátodo. La celda de la derecha está compuesta por un electrodo de cobre (Cu) y un electrodo de platino con EEH que funciona como el ánodo. Ambas celdas se encuentran en condiciones estándar, y entre los electrodos no está circulando una corriente durante la medición del voltaje. Celda galvánica. [Ilustración]. Recuperado de: libro de texto, Chang, R., *Química*, México, Editorial McGraw Hill, 2010.

En una celda galvánica con un electrodo de cinc (Zn) y un EEH, donde el electrodo de cinc (Zn) funciona como ánodo; esto se deduce debido a que la masa del Zn se reduce durante la operación en la celda y es congruente con la pérdida Zn hacia la disolución debido a la reacción de oxidación, y el EEH como cátodo.

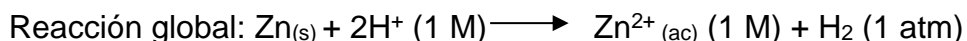
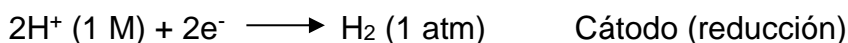
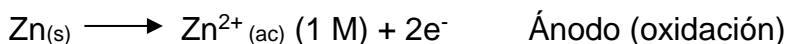


El diagrama de la celda es:



El electrodo de platino (Pt) proporciona la superficie en la que se llevará a cabo la reducción. Cuando todos los reactivos se encuentran en su estado estándar, es decir el H_2 está a 1 (atm) y los iones de H^+ y Zn^{2+} a 1M, la fem de la celda es de 0.76 V (valor obtenido de las tablas de potencial estándar de reducción) a 25°C.

Las reacciones de semi-celda se escriben de la siguiente manera:



Por convención, la *FEM estándar de la celda* (E°_{celda}) resulta de las contribuciones del ánodo y el cátodo: $E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$, tanto $E^{\circ}_{\text{cátodo}}$ como $E^{\circ}_{\text{ánodo}}$ se refiere a los potenciales de reducción de los electrodos. La celda Zn-EEH se escribe de la siguiente manera:

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

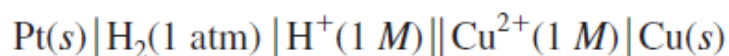
$$0.76 \text{ V} = 0 - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}$$

Los subíndices H^+/H_2 representan a $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$ y el subíndice Zn^{2+}/Zn representa la reacción $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. Por lo tanto, el potencial estándar de reducción del cinc (Zn) es -0.76 V .

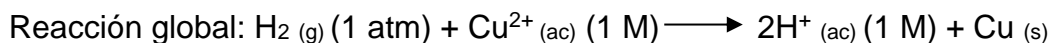
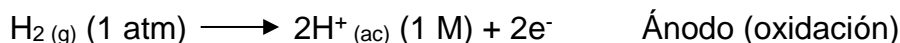
Para obtener el potencial estándar de reducción del cobre (Cu), se realiza de la misma manera, una celda con un electrodo de cobre (Cu) y un EEH. El EEH funciona como ánodo y el electrodo de cobre (Cu) funciona como cátodo; debido a que la masa del Cu aumenta durante la operación en la celda, se reduce.



El diagrama de la celda es:



Las reacciones de semi-celda se escriben de la siguiente manera:



En condiciones estándar, a 25°C , la FEM de la celda es de 0.34 V , se escribe de la siguiente manera:

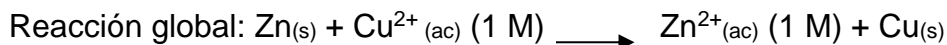
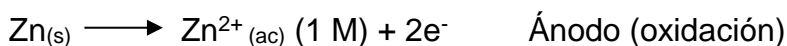
$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}}$$

$$E^{\circ}_{\text{celda}} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + E^{\circ}_{\text{H}^+/\text{H}_2}$$

$$0.34 \text{ V} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} + 0$$

El potencial estándar de reducción del cobre (Cu), $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$, el subíndice Cu^{2+}/Cu representa la reacción $\text{Cu}^{2+}_{(\text{ac})} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$.

Para la celda en general, que por sus características se trata de una celda de Daniell, se escriben las reacciones de los electrodos de la siguiente manera:



La FEM de la celda es:

$$\begin{aligned}E^{\circ}_{\text{celda}} &= E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} \\E^{\circ}_{\text{celda}} &= E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} \\E^{\circ}_{\text{celda}} &= 0.34 \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) \\E^{\circ}_{\text{celda}} &= \mathbf{1.10 \text{ V}}\end{aligned}$$

El signo de E° sirve para predecir el alcance una reacción redox:

- $E^{\circ} > 0$, la reacción redox favorecerá la formación de productos en equilibrio.
- $E^{\circ} < 0$, se formarán más reactivos que productos en el equilibrio

A mayor potencial de reducción estándar de un electrodo ($E^{\circ} > 0$), mayor es la tendencia a reducirse y por tanto, mayor es su poder oxidante.

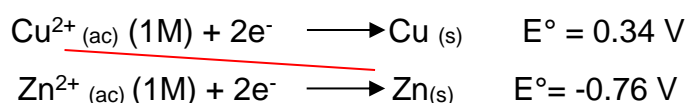
A menor valor de potencial de reducción estándar de un electrodo ($E^{\circ} < 0$), mayor es la tendencia a oxidarse y por tanto mayor es su poder reductor.

Tabla de potenciales estándar

Las tablas de potenciales estándar de reducción (Tabla 2.) permiten comparar las fuerzas redox de los sistemas (semi-reacciones). Nos ayudan a predecir el sentido de las reacciones en un sistema, el sentido en que ocurra la reacción depende de la tendencia relativa de cada especie a ceder o aceptar electrones.

Consideraciones al momento de hacer los cálculos con el uso de la tabla:

- Los valores de E° se aplican a las semi-reacciones de semi-celda que se leen de izquierda a derecha.
- El E° del EEH es igual a cero, por debajo del EEH aumentan los potenciales estándar de reducción negativos y por arriba de él aumentan los potenciales estándar de reducción positivos.
- Las reacciones de semi-celda son reversibles. De acuerdo a las condiciones cualquier electrodo puede actuar como cátodo o como ánodo.
- En condiciones de estado estándar, cualquier especie a la izquierda en una reacción de semi-celda reaccionará en forma espontánea con la especie que está a la derecha en cualquier reacción de semi-celda que esté por debajo de ella de acuerdo a valores de la *Tabla 2*. Este principio se llama *Regla de las diagonales*. En la celda de Daniell (ejemplo que se ha venido manejando):



La diagonal muestra que Cu^{2+} es el agente oxidante y Zn el agente reductor. La sustancia que se encuentra a la izquierda en la primera reacción es el Cu^{2+} , y la sustancia que está a la derecha de la segunda reacción es el Zn. Por lo tanto el Zn reducirá al Cu^{2+} para formar Zn^{2+} y Cu.

- El cambio en los coeficientes estequiométricos de una reacción de semicelda no afecta el valor de E° ya que las propiedades de los electrodos son propiedades intensivas, es decir, E° no se modifica por el tamaño de los electrodos o por la cantidad de disolución.
- El signo de E° cambia cuando se invierte la reacción, pero su magnitud permanece igual.

Electrodo	Semirreacción de reducción	E° / V
Li ⁺ / Li	Li ⁺ + e ⁻ → Li (s)	-3,05
K ⁺ / K	K ⁺ + e ⁻ → K (s)	-2,92
Ca ²⁺ / Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca (s)	-2,76
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ → Na (s)	-2,71
Mg ²⁺ / Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg (s)	-2,36
Al ³⁺ / Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al (s)	-1,68
H ₂ O/ H ₂ ,OH ⁻ , Pt	2 H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ (g) + 2 OH ⁻ (aq)	-0,83
Zn ²⁺ / Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn (s)	-0,73
Cr ³⁺ / Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr (s)	-0,74
Fe ²⁺ / Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe (s)	-0,44
Co ²⁺ / Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co (s)	-0,28
Ni ²⁺ / Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni (s)	-0,25
Sn ²⁺ / Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn (s)	-0,14
Pb ²⁺ / Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb (s)	-0,13
H ⁺ /H ₂ , Pt	2 H ⁺ + 2 e ⁻ → H ₂ (g)	0,00
S, H ⁺ /H ₂ S, Pt	S (s) + 2H ⁺ (aq) + 2e ⁻ → H ₂ S (s)	+0,14
Cu ²⁺ /Cu ⁺ , Pt	Cu ²⁺ (aq) + e ⁻ → Cu ⁺ (aq)	+0,15
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺ , Pt	Sn ⁴⁺ (aq) + 2e ⁻ → Sn ²⁺ (aq)	+0,15
AqCl/Aq, Cl ⁻ , Pt	AqCl (s) + e ⁻ → Aq (s) + Cl ⁻ (aq)	+0,22
Cu ²⁺ / Cu	Cu ²⁺ (aq) + 2e ⁻ → Cu (s)	+0,34
O ₂ ,H ₂ O/OH ⁻ ,Pt	O ₂ (g) + 2 H ₂ O + 4 e ⁻ → 4 OH ⁻ (aq)	+0,40
Cu ⁺ / Cu	Cu ⁺ (aq) + e ⁻ → Cu (s)	+0,52
I ₂ /I ⁻ , Pt	I ₂ (s) + 2e ⁻ → 2 I ⁻ (aq)	+0,54
Pt, Fe ³⁺ / Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⁻ → Fe ²⁺	+0,77
Aq ⁺ /Aq	Aq ⁺ + e ⁻ → Aq	+0,80
Br ₂ /Br ⁻ , Pt	Br ₂ (l) + 2e ⁻ → 2 Br ⁻ (aq)	+1,08
O ₂ ,H ⁺ /H ₂ O ,Pt	O ₂ (g) + 4 H ⁺ (aq) + 4 e ⁻ → 2 H ₂ O	+1,23
Cl ₂ /Cl ⁻ , Pt	Cl ₂ (g) + 2e ⁻ → 2 Cl ⁻ (aq)	+1,36

Tabla 2. Potenciales estándar de reducción a 25°C. Para todas las semirreacciones, la concentración es de 1 (M) para las especies disueltas y la presión para los gases es de 1 (atm).

Espontaneidad de las reacciones químicas

Un *proceso espontáneo* es aquel que tiene una tendencia natural a producirse sin ser influenciado externamente. El proceso inverso a un *proceso no espontáneo*. La espontaneidad de una reacción química se asocia a una condición termodinámica llamada *energía libre de Gibbs*¹⁶ (*G*). *G* es un potencial termodinámico que da la condición de equilibrio y espontaneidad para una reacción química a condiciones de presión (*P*) y temperatura (*T*) constante, también dictamina si la energía está disponible para realizar un trabajo.

Se define como:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \dots\dots\dots(4.2)$$

Donde *G*, es la energía libre de Gibbs; *T*, la temperatura; *H*, la entalpía¹⁷ del sistema; y *S* la entropía⁽¹⁸⁾. Tomando en cuenta los parámetros de presión y temperatura constante se tiene que:

$\Delta G > 0$, proceso no espontáneo

$\Delta G = 0$, proceso en equilibrio

$\Delta G < 0$, proceso espontáneo

Es importante considerar que en ambientes geológicos naturales, la mayoría de las reacciones no se producen a condiciones estándar (concentración 1 M, presión 1 atm y temperatura 25°C); sin embargo en condiciones que no corresponden a las estándar, existe una relación matemática entre la FEM de una celda y la concentración de reactivos y productos de una reacción. Esta relación matemática es llamada *Ecuación de Nernst*¹⁹.

Nota

⁽¹⁶⁾ Josiah Willard Gibbs (1839-1903). Físico estadounidense que contribuyó a la fundación teórica de la termodinámica. Se le considera como el padre de la físico-química, inventor del término entalpía.

⁽¹⁷⁾ Entalpía, es la medida de la cantidad de energía contenida en un cuerpo o sistema que tiene un volumen, sometida a una presión y que puede intercambiarse con su entorno.

⁽¹⁸⁾ Entropía, magnitud física termodinámica que estudia la acción mecánica del calor y las restantes formas de energía que permiten medir la energía guardada en un sistema que no se utiliza.

⁽¹⁹⁾ Walther Hermann Nernst (1864-1941). Físico y químico alemán, ganador del Premio Nobel de Química en 1920 por sus teorías sobre el cálculo de la afinidad química, parte de la tercera ley de la Termodinámica.

La ecuación de Nersnt se correlaciona con la energía libre de Gibbs a través de la siguiente fórmula:

$$\Delta G = (\Delta G^\circ) - ((RT / nF) (\ln (Q)) \dots\dots\dots(4.3)$$

Donde:

R, la constante de los gases igual a 0.08205746 (atm×L/mol×K)

T, la temperatura igual a 25°C

n, Número de moles que participan en la reacción

F, la constante de Faraday²⁰ igual a 96484.484 (C/mol)

Q, cociente de reacción

Ejemplo: para la reacción $aA + bB \longrightarrow cC + Dd$, se tiene que $Q = \frac{[C]^c * [D]^d}{[A]^a * [B]^b}$, donde A, B, C y D son reactivos y productos de la reacción.

Sustituyendo valores en la ecuación (4.3) y empleando el logaritmo en base 10 de Q, se obtiene:

$$E = E^\circ - \left(\frac{0.0592 V}{n}\right) (\log Q) \dots\dots\dots(4.4)$$

Donde E, potencial de celda y E⁰, potencial estándar.

Durante el funcionamiento de la celda galvánica, los electrones fluyen del ánodo al cátodo, lo que da por resultado la formación de productos y una disminución en la concentración de reactivos.

Existe una dependencia directa entre la concentración de reactivos y productos en la reacción de la celda y la FEM. Cuando la concentración de los reactivos aumenta, también lo hace la FEM, cuando la concentración de los productos aumenta, la FEM disminuye.

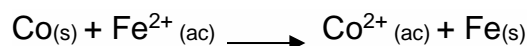
Nota

⁽²⁰⁾ La *constante de Faraday* se refiere a la cantidad de carga eléctrica que hay en un mol de electrones. Surge de la multiplicación del Número de Avogadro por la carga eléctrica del electrón. Fue calculada en base a la cantidad de plata sólida depositada en una reacción electroquímica, en la cual se utilizó una determinada cantidad de corriente eléctrica por un cierto tiempo.

F=6.022×10²³ moléculas x 1.602×10⁻¹⁹ culombios= 96484.484 C/mol

Ejemplo:

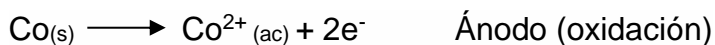
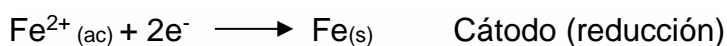
Predecir si la siguiente reacción procederá espontáneamente a 298 K



Dado que $[\text{Co}^{2+}] = 0.15 \text{ M}$ y $[\text{Fe}^{2+}] = 0.68 \text{ M}$

La reacción no se lleva a cabo en condiciones estándar por lo que se debe de utilizar la ecuación de Nernst para calcular la fem (E) de la celda galvánica y determinar la espontaneidad de la reacción. La fem estándar (E°) se puede obtener de la tabla de los potenciales de reducción estándar (*Tabla 2*). Los sólidos no aparecen en el término del cociente de la reacción (Q) en la ecuación de Nernst; por cada mol de reacción se transfieren dos moles de electrones, es decir, $n = 2$.

Las reacciones de semi-celda son:



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

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E^\circ_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}$$

$$E^\circ_{\text{celda}} = -0.44 \text{ V} - (-0.28 \text{ V})$$

$$E^\circ_{\text{celda}} = \mathbf{-0.16 \text{ V}}$$

Utilizando la ecuación (4.4)

$$E = E^\circ - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \times \log Q$$

$$E = E^\circ - \frac{0.0592 \text{ V}}{n} \times \log [\text{Co}^{2+}] / [\text{Fe}^{2+}]$$

$$E = -0.16 \text{ V} - \frac{0.0592 \text{ V}}{2} \times \log (0.15/0.68)$$

$$E = -0.16 \text{ V} + 0.019 \text{ V}$$

$$E = \mathbf{-0.14 \text{ V}}$$

Dado que el resultado (E) es negativo, la reacción es no espontánea en la dirección descrita.

- Si la fem o potencial estándar es positiva, la reacción redox en ese sentido es espontánea.
- Si la fem o potencial estándar de la celda es negativa, no significa que la reacción no ocurra sino que cuando se alcanza el equilibrio, esta procederá hacia la izquierda.

5. Leyes de Faraday

Objetivo: CONOCER LOS ANTECEDENTES DE LAS LEYES DE FARADAY SOBRE LA ELECTRÓLISIS, LEYES DERIVADAS DE LOS EXPERIMENTOS DE FARADAY.

En la segunda mitad del siglo XIX, empezaban a destacar varios científicos en el tema de las ciencias físicas. En el año de 1808, John Dalton²¹ propuso la teoría atómica de la materia. Casi al mismo tiempo Humphry Davy²² logró aislar 6 elementos nuevos: sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr) y bario (Ba) mediante el proceso de electrólisis, pero sin duda alguna uno de los científicos más importantes de esta segunda mitad de siglo fue *Michael Faraday*. Hijo de un herrero, se educó con todos los libros que llegaban a sus manos, el texto que más le maravilló fue *Conversation in Chemistry*, escrito por Jane Marcet. En su deseo por querer aprender más, escribió una carta a Humphry Davy en donde le pedía trabajo como ayudante de laboratorio. Poco a poco Davy se fue dando cuenta del potencial que había en Faraday y muy pronto paso de ser un simple ayudante de laboratorio a un personaje muy reconocido en el ámbito científico. Faraday empezó a publicar artículos en el campo de la química y tiempo después llegó a ser miembro de la Royal Society.

En el campo de la electroquímica, introdujo una serie de términos que se siguen utilizando en la actualidad, por ejemplo: el concepto de *electrólisis* a la ruptura de moléculas mediante una corriente eléctrica; *electrolitos*, soluciones capaces de transportar una corriente eléctrica, a sugerencia de William Whewell; así como los conceptos de electrodo, ánodo, cátodo, ion, catión y anión (ver *Tema 2*).

En el año de 1833, proclamo la existencia de ciertas relaciones cuantitativas en electroquímica. Dichas relaciones conformarían las *leyes de Faraday sobre la electrólisis*.

Nota

⁽²¹⁾ John Dalton (1766-1844). Químico y físico británico al que se le atribuye la primera formulación moderna de la teoría atómica. Descubrió la llamada *Ley de las proporciones múltiples*, que rige el peso de los elementos que participan en una reacción química. Propuso una teoría sobre la constitución física de la materia, *el modelo atómico de Dalton*.

⁽²²⁾ Elmer Humphry Davy (1778-1829). Químico británico considerado fundador de la electroquímica Al lado de Alessandro Volta y Michael Faraday.

NOTA

El experimento de Faraday

Faraday utilizó una celda en la cual el hidrógeno (H_2^+) y el oxígeno (O_2^-) liberado de la descomposición del agua (H_2O) quedaron atrapados en unos tubos separados y medidos cuidadosamente. Puestos en serie, la celda serviría como un coulombímetro, que serviría para medir el transporte total de electricidad durante un periodo específico. Faraday demostró en unidades modernas que 96500 coulombs de electricidad desplazados a través del agua liberan 1 gramo de hidrógeno en el electrodo negativo y, simultáneamente en el electrodo positivo se liberaban 8 gramos de oxígeno. A este número, *96 500 coulombs*, se le llamo *1 Faraday de carga eléctrica*.

Leyes de Faraday sobre la electrólisis

Michael Faraday formuló dos leyes en donde expone las relaciones cuantitativas entre la cantidad de electricidad que pasa a través de una solución y la cantidad de materia separada o precipitada en los electrodos.

Primera Ley de la electrólisis:

“La masa de una sustancia depositada es proporcional a la intensidad de corriente y al tiempo que ésta circula”

De lo anterior, una corriente con alta intensidad que circula a través de un electrólito durante un largo periodo de tiempo va a depositar más sustancia que una corriente de baja intensidad que actúe por menos tiempo.

Del enunciado, se escribe la siguiente relación matemática:

$$m = \epsilon Q \dots\dots\dots(5.1)$$

Donde:

m, es la masa de la sustancia que se transforma en los electrodos

ϵ , es el equivalente electroquímico, medido en $[\frac{g}{Coulombs}]$

Q, es la carga eléctrica medida en amperes por segundo (Axs); recordando que Q se obtiene mediante el producto de la intensidad de corriente (A) por el tiempo (t).

El *equivalente electroquímico* de un elemento o un grupo de elementos se refiere al número de gramos de dicha sustancia depositados por el paso de una cantidad de corriente de un Coulomb, a través de un electrólito. De acuerdo a las Leyes de Faraday, el equivalente electroquímico es proporcional al equivalente químico, también denominado *masa de combinación*, y se obtiene de la siguiente manera:

$$\epsilon = \frac{\text{masa equivalente}}{F} \dots\dots\dots (5.2)$$

Masa equivalente, se entiende por peso equivalente de una sustancia como *el número de unidades de masa de una sustancia que se combinarán con una unidad de masa de hidrógeno.*

Sustituyendo la ecuación (5.2) y la carga en la ecuación (5.1)

$$m = \frac{\text{masa equivalente} \times I \times t}{F} \dots\dots\dots (5.3)$$

Donde I es unidad de corriente eléctrica (A) y t es unidad de tiempo (s).

Segunda Ley de la electrólisis:

“La masa de una sustancia depositada durante la electrólisis es proporcional a la masa equivalente de la sustancia”

De manera general, cuando la misma corriente circula durante el mismo tiempo, las cantidades de sustancia depositadas dependerán de su masa equivalente.

Del enunciado de la segunda Ley de la electrólisis, se escribe la siguiente relación matemática:

$$\frac{m_1}{P_{eq1}} = \frac{m_2}{P_{eq2}} = \frac{m_3}{P_{eq3+}} = \dots \frac{m_n}{P_{eqn}} \dots\dots\dots (5.4)$$

m, es la masa de la sustancia medida en gramos (g)

P_{eq}, masa equivalente del elemento (g/eq)

Ejemplo

En una molécula de agua, existen dos átomos de hidrógeno (H), donde cada uno tiene masa de 1 unidad, y existe un átomo de oxígeno (O) que pesa 16 unidades. Cada átomo de hidrógeno se va a combinar con el oxígeno, de tal manera que cada una de los átomos se combine con 8 unidades de oxígeno. De esta manera, la masa equivalente del oxígeno es 8 (g/eq), lo que nos dice que durante el proceso de la electrólisis se van a liberar 8 veces más oxígeno que hidrógeno.

Mientras mayor sea la masa equivalente de un elemento, mayor será la masa depositada de ese mismo elemento durante la electrólisis, proceso que se utiliza para la galvanoplastia, extracción y purificación de metales.

6. Aplicaciones en la Ingeniería

Objetivo: *CONOCER LAS APLICACIONES ELECTROQUÍMICAS EN EL ÁREA DE ESTUDIO DE LAS CIENCIAS DE LA TIERRA.*

6.1 Tratamiento de aguas residuales

El agua es un recurso indispensable para la vida en el planeta, cubre tres cuartas partes del globo terráqueo haciendo que se propicie vida en los rincones más inhóspitos de ella. Gracias a sus propiedades físicas y químicas, el agua es considerada un disolvente universal, razón por la que un gran número de sustancias biológicas y químicas se hallan disueltas en ella. Debido a ésta propiedad existen también en el agua una gran cantidad de sustancias tóxicas.

Gran parte de estos contaminantes se deben a la actividad humana proveniente principalmente de industrias mineras, petroleras, textiles, agropecuarias, alimentarias, etc., afectando su calidad para el consumo humano.

Con calidad del agua nos referimos a los parámetros físicos, químicos y biológicos del agua. Es una medida de la condición del agua, que une ciertos requerimientos en relación a un grupo de especies o necesidades humanas. Los estándares en calidad del agua se relacionan con la integridad de los ecosistemas, seguridad con el contacto humano y agua potable.

Parámetros para evaluar la calidad del agua:

- Químicos: pH, sólidos disueltos y en suspensión, coloides, acidez mineral, presencia de cloruros, sulfatos, nitratos, carbonatos, fosfatos, hierro, metales tóxicos, entre otros.
- Físicos: sabor, olor, color, turbidez.
- Biológicos: presencia de carbón orgánico en suspensión, además de evaluar la presencia de bacterias como Escherichia Coli, Streptococos y Clostridios.

Nota

En nuestro país, el uso del agua nacional se basa en la Ley de Aguas Nacionales. La Comisión Nacional del Agua (CONAGUA) es el organismo responsable de la administración del uso del agua a través del otorgamiento de concesiones y permisos de descarga a diversos sectores de usuarios. Es responsable también del Registro Público de Derechos de Agua (REPDA), base de datos en la que se publica toda la información sobre las anteriores autorizaciones.

La industria minera en México

El sector minero en el país es una de las principales actividades contaminantes de los cuerpos de agua. Ocupa 436 millones 643 mil m³ de agua aproximadamente, cantidad suficiente para abastecer a 3 millones 229 personas al año (Fondo para la Comunicación y la Educación Ambiental, A.C., Usos, abusos y contaminación del agua en México: Industria y minería, México, 2017).

La contaminación hídrica provocada por la actividad minera se da por:

- Metales pesados: la lixiviación de metales pesados como el cadmio (Cd), cromo (Cr), plomo (Pb), arsénico (As), mercurio (Hg) y cobre (Cu) entre otros, son tóxicos en altas concentraciones, se caracterizan por su persistencia en el ambiente, por su fácil transporte y por ser bioacumulables. Durante las operaciones mineras pueden alcanzar cuerpos de agua.
- Drenaje ácido minero (DAM): cuando grandes cantidades de roca con alto contenido de minerales sulfatados son extraídas de minas a tajo abierto o de vetas en minas subterráneas, reaccionan en contacto con el aire o agua formando ácido sulfúrico (H₂SO₄). Este ácido lixiviará a la roca, quedando así la roca fuente expuesta a los agentes de intemperismo (agua y aire). Este proceso durará hasta que los minerales sulfatados sean extraídos completamente y puede durar desde cientos hasta miles de años. Este producto formado por el ácido sulfúrico es transportado desde la mina a través del agua, las lluvias o por corrientes superficiales, posteriormente es depositado en estanques de agua, arroyos, ríos, lagos y mantos acuíferos cercanos. El DAM afecta severamente la calidad del agua, aniquilar la vida acuática y volver el agua inservible.

Contaminación del Río Sonora

El 6 de agosto de 2014, el río Sonora sufrió uno de los mayores desastres ecológicos del país, un derrame de 40 mil m³ de sulfato de cobre (CuSO₄) mezclado con ácido sulfúrico (H₂SO₄) y altas concentraciones de metales pesados dañinos para la salud humana y los ecosistemas circundantes, proveniente de la mina Buenavista del Cobre, perteneciente al Grupo México.

La descarga de los lixiviados mineros con As, Fe, Ni, Cu, Cd, Mn y Al, pusieron en riesgo a los habitantes de 7 municipios aledaños a los ríos Sonora y Bacanuchi.

Entre las consecuencias derivadas de las altas concentraciones de metales pesados en el agua se encuentran: problemas en el sistema nervioso, daños hepáticos, pulmonares, renales, reproductivos y neurológicos, añadiendo los problemas a la flora y fauna.

De acuerdo con la CONAGUA, aproximadamente el 70 % de los ríos nacionales presentan algún grado de contaminación, y poco o nada se hace para revertirlos o prevenir la contaminación.



Figura 6.1.1. Drenaje ácido. Contaminación del río Sonora por la minera Grupo México en el año 2014. Como resultado del proceso de separación roca-metal (contaminación por industria minera) se da la formación de ácido sulfúrico (H₂SO₄) acidificando el agua, disminuyendo la posibilidad de supervivencia de flora y fauna, y aumentando los efectos nocivos en la salud humana. (2017). *Derrame hecho por Grupo México en Sonora*. [Fotografía]. Recuperado de: La Silla Rota, <https://lasillarota.com>

La electroquímica como alternativa al tratamiento de aguas residuales

Las técnicas electroquímicas aplicadas al tratamiento de aguas residuales han sido utilizadas desde finales del siglo XIX; en el año 1889, Inglaterra empezaba a utilizar la electricidad para el tratamiento de aguas; en el año 1904, se patenta el uso de procesos electrolíticos para la recuperación de metales; un poco más tarde, en el año 1909, se patenta la *electrocoagulación* con aluminio y hierro en Estados Unidos. Debido al alto costo de las instalaciones para llevar a cabo estos

procesos y a la alta demanda de energía que generaban, su uso no tuvo éxito en esa época.

Hoy en día, debido al cambio en las legislaciones ambientales (Ley General de Equilibrio Ecológico y la Protección al Ambiente (LGEEPA), Ley de Aguas Nacionales, Ley Federal en Materia de Derechos del Agua, etc.) se ha retomado la iniciativa del uso de la electricidad para producir reacciones químicas como alternativa de eliminación de contaminantes presentes en el agua, así como para la recuperación de metales, entre otros.

Uno de los objetivos de la electroquímica en el tratamiento de aguas residuales es lograr que, dependiendo del método electroquímico utilizado, se oxiden o se reduzcan los contaminantes presentes en el agua y que se conviertan en otras especies químicas de menor peligrosidad.

Ventajas de los procesos electroquímicos

- Debido a que el reactivo que se utiliza en estos procesos es el electrón, no se utilizan reactivos químicos.
- Los procesos se llevan a cabo a temperatura ambiente y a presión atmosférica ($T = 25^{\circ}\text{C}$ y $P = 1 \text{ atm}$).
- Su implementación es de bajo costo, se utiliza un reactor electroquímico, mediante el cual el agua entra en contacto con los electrodos en los que se establecerá una diferencia de potencial provista por la fuente de alimentación, esto causará la movilización de los electrones y las respectivas reacciones en cada uno de los electrodos.
- Debido a que se puede variar la diferencia de potencial, permite dar un tratamiento selectivo a ciertas especies que son más fáciles de reducir u oxidar.

Los parámetros importantes a tomar en consideración al momento de usar la electroquímica se encuentran: el diseño del reactor (celda), naturaleza de los electrodos y la diferencia de potencial que dependerá del tipo de sustancias presentes en el agua.

- Naturaleza de los electrodos: principalmente se utilizan dos tipos de electrodos como material anódico, uno es con recubrimiento de óxidos metálicos, por ejemplo: óxidos de plomo (PbO) y estaño (SnO) sobre titanio. El proceso de oxidación en estos materiales conlleva a ser más dinámico y con mayores rendimientos; el segundo es con recubrimientos derivados del carbono, por ejemplo: fibras de carbón, grafito poroso, diamante, este último ha suscitado mayores investigaciones debido a su gran resistencia química y sus propiedades electroquímicas para las reacciones de descomposición del agua, permitiendo elevados rendimientos electroquímicos. Para el material catódico, los electrodos son basados en

carbono (C), el grafito fundamentalmente, níquel metálico (Ni) o en aleación, platino (Pt) y plomo (Pb).

- Diseño del reactor: el diseño de la celda que más conviene al tratamiento de aguas residuales es la *celda filtro-prensa*, debido a que consigue grandes superficies electródicas en un volumen reducido (Figura 6.1.2).

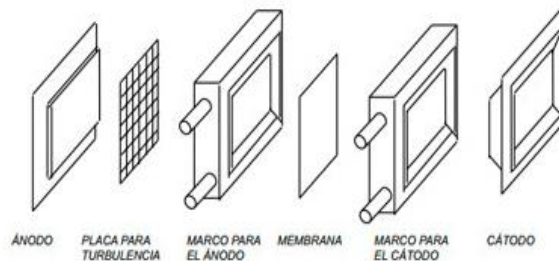


Figura 6.1.2. Celda tipo filtro-prensa. Formada por una unidad de cobertura en forma de caja con un ánodo, un cátodo y una membrana. Este sistema hace que su operación y mantenimiento sea sencillo relativamente. Reactor utilizado para el proceso de electrocoagulación. Strucplan Consultora. (s.f). Ilustración de reactor tipo filtro-prensa. [Ilustración]. Recuperado de: <http://www.estrucplan.com.ar>

Los procesos electroquímicos se han enfocado a la eliminación de la materia orgánica de líquidos industriales, convirtiéndolos en dióxido de carbono (CO_2). Los líquidos que pueden ser tratados con ésta tecnología provienen de industrias químicas, petroquímicas y farmacéuticas que se caracterizan por tener baja carga orgánica generada por materia tóxica. También se puede aplicar para la desinfección electroquímica, que conlleva a la regeneración de aguas residuales tratadas, consiste en la electrólisis, formando especies oxidantes a partir de los iones que se encuentran de manera natural en el agua tratada.

Así mismo, se aplica para la eliminación de nitrógeno, siendo el nitrato (NO_3^-) la especie que más predomina en el líquido residual de las aguas tratadas (ya que el nitrógeno presente se hidroliza o nitrifica mediante tratamientos biológicos), puede ser reducido electroquímicamente a gas nitrógeno (N_2) siendo de manera inmediata su eliminación.

Procesos electroquímicos

- Electrodeposición (ED)

Proceso de reducción en donde las especies reducidas se depositan en la superficie del cátodo. Su principal aplicación es la recuperación de metales en el tratamiento de líquidos industriales. No es necesario añadir reactivos al agua por lo que se puede volver a reciclar.

Su aplicación conlleva bajos costos, la producción de lodos residuales es mínima y se puede depositar selectivamente algunos metales mediante el control de las condiciones de aplicación. La recuperación de metales es de gran importancia desde el punto de vista medioambiental, económico y sanitario.

Los factores que afectan la operación durante el proceso son los potenciales de reducción, la composición y concentración de la disolución (si la concentración del ion en la disolución es baja puede limitar el transporte de la materia y disminuir su eficacia), el tipo de electrodo y su interacción con los iones metálicos, así como la existencia de reacciones químicas no deseadas.

La preparación de las superficies propicia la aparición de ciertos tipos de depósitos; potenciales cercanos a la reducción del ion metálico da lugar a la formación de depósitos compactos mientras que con potenciales menores se propician depósitos porosos y polvorientos. Los materiales más utilizados para los electrodos son de carbón vítreo reticulado (Figura 6.1.3).

Se ha utilizado el proceso de electrodeposición para metales como cobre (Cu), cadmio (Cd), cromo (Cr), plomo (Pb), plata (Ag), uranio (U), mercurio (Hg) y cinc (Zn) elementos frecuentemente encontrados en zonas mineras.

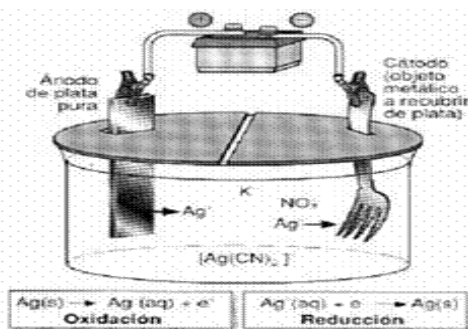


Figura 6.1.3. *Proceso de electrodeposición de Ag.* Las especies reducidas se depositan en la superficie del cátodo. Su principal aplicación es la recuperación de metales en el tratamiento de líquidos industriales. La recuperación de metales es de gran importancia desde el punto de vista medioambiental y económico. Alegría, P. (2017). Ilustración de Electrodeposición de Ag. Imagen cedida por Editorial ECIR Química 2º Bachillerato. [Ilustración]. Recuperado de: <http://liceodepartamentalquimica2017.blogspot.com.co/2017/>

- Electrocoagulación (EC)

También llamada electrocoagulación asistida, es un proceso mediante el cual se da la disolución de un ánodo; el ánodo se disuelve (ánodo de castigo) mientras se realiza el proceso. Los compuestos procedentes se agruparán en una materia coloidal que se juntará posteriormente para convertirlos en sólidos suspendidos, y así finalmente retirarlos mediante técnicas convencionales como la decantación, flotación o filtración.

Comúnmente se utilizan electrodos de aluminio o hierro, al aplicarle una corriente eléctrica, en el ánodo se formarán iones de hierro ferroso (Fe^{2+}) o aluminio (Al^{3+}) que servirán como coagulantes, mismo que podrán hidrolizarse y desestabilizarán a las partículas dispersas en el agua, éstas se unirán para formar flóculos. Simultáneamente se formarán gases electrolíticos en forma de burbujas en el cátodo, generalmente hidrógeno, haciendo que los flóculos floten facilitando la separación de las partículas presentes en el agua.

Los aspectos a considerar durante el proceso son: el suministro de corriente eléctrica, que determinará la cantidad de iones liberados por los electrodos (Fe^{2+} , Al^{3+}); la presencia de cloruros, se utilizan para incrementar la conductividad del agua (se recomienda que la concentración de cloruros no exceda el 20%); el pH del agua residual; la temperatura y el material de los electrodos (Figura 6.1.4).

La EC se aplica principalmente para:

- Eliminación de flúor (F) o nitratos (NO_3^-).
- Aguas residuales urbanas, agroindustriales, procedentes de la industria del papel.
- Aguas residuales del proceso de galvanoplastia²³, eliminación de metales y materia orgánica.

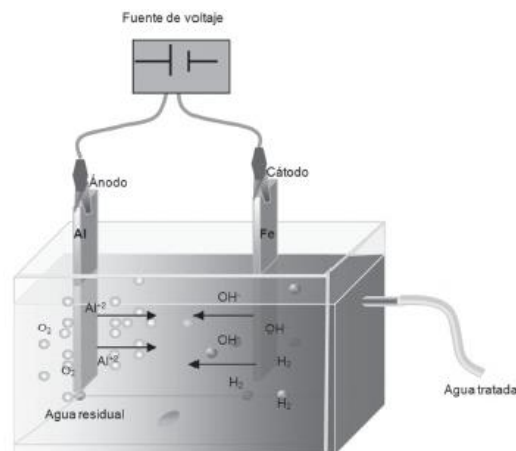


Figura 6.1.4. Sistema de electrocoagulación con ánodo de aluminio y cátodo de hierro. El aluminio cumple la función de ánodo de sacrificio, libera iones Al^{3+} , sufre un desgaste a medida que pasa la corriente eléctrica a través del medio acuoso. Arango, R. A. (2011). Ilustración del sistema de electrocoagulación. [Ilustración]. Recuperado de: http://www.scielo.org.co/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1909-04552011000200006

Nota

⁽²³⁾ La galvanoplastia es un proceso por el cual una superficie se cubre de iones metálicos que pasan a través del ánodo y llegan al cátodo mediante una solución salina que es conductora de electricidad. Se utiliza para el recubrimiento de metales en diferentes industrias, tales como la automotriz, joyería, electrodomésticos, prótesis dentales, recubrimiento de monedas, etc.

- Electroflotación (EF)

Proceso electroquímico que consiste en originar burbujas de oxígeno y de hidrógeno sobre la superficie de los electrodos mediante la aplicación de una alta densidad de corriente dentro de una celda electroquímica, con la finalidad de que al estar en contacto con los contaminantes del agua (metales tóxicos, materia orgánica o inorgánica, etc.) las burbujas puedan arrastrarlos hacia la superficie para finalmente separarlos del agua tratada.

Una vez en la superficie, el material contaminante será recolectado por un sistema de captación que lo conducirá a un tanque externo para ser tratado, aislar y retirar los contaminantes o aislar y recuperar el material de interés.

El tamaño de las burbujas estará influenciado por la superficie de los electrodos, el tipo de material del que estén hechos, el pH del fluido (el tamaño de la burbuja aumentará conforme aumenta el pH en el caso del oxígeno mientras que para el hidrógeno, serán más pequeñas a pH neutros), mientras más pequeña sea la burbuja mejor será la eficiencia del tratamiento.

La Electroflotación se utiliza principalmente para poder separar los metales de valor económico (metales preciosos como el oro y la plata). Hoy en día también se utiliza dentro del ramo alimenticio como la industria lechera y para separar soluciones aceitosas del agua, tales como aceites y grasas derivadas del petróleo con una densidad cercana a la del agua y que no se pueden separar mediante otra técnica (Figura 6.1.5).

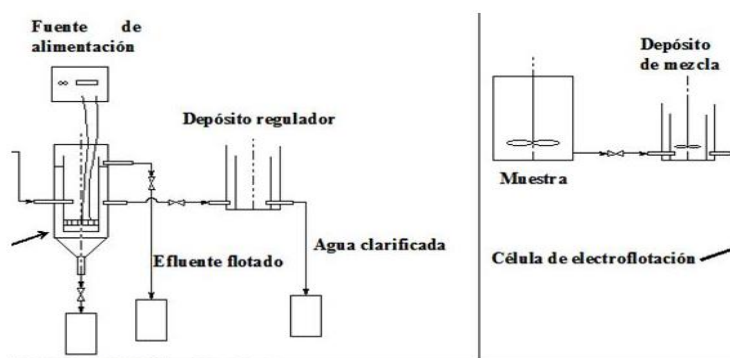


Figura 6.1.5. *Proceso de Electroflotación.* Se realiza en un tanque por el que pasa el efluente a tratar. En el fondo de éste, se localizan los electrodos de tal manera que el cátodo queda por encima del ánodo. A través de los electrodos, pasa una corriente eléctrica provocando la electrólisis del agua y por consecuencia forma pequeñas burbujas de oxígeno (en el ánodo) y de hidrógeno (en el cátodo). Las burbujas arrastrarán hacia la superficie, las pequeñas partículas que se encuentren en suspensión en el efluente a tratar. Para favorecer la eliminación de los contaminantes se utilizan floculantes antes de tratar el agua en el sistema de electroflotación. Tacoronte, E. (2013). Ilustración de un proceso de electroflotación. [Ilustración]. Recuperado de: <http://www.monografias.com/trabajos100/tratamiento-electroquimico-aguas-residuales/tratamiento-electroquimico-aguas-residuales.shtml>

- Electrooxidación (EO)

También conocido como oxidación electroquímica, se trata de un proceso más complejo que los ya mencionados, ya que se generan radicales hidroxilos (OH^\cdot) en adición al uso de ciertos electrodos que oxidan la materia orgánica en dióxido de carbono (CO_2) sin la necesidad de agregar reactivos químicos y evitando una contaminación secundaria. Se utiliza para generar una oxidación total (mineralización) o parcial (conversión de la materia orgánica a compuestos más fáciles de tratar) de los efluentes orgánicos presentes en el agua residual utilizando una carga eléctrica. El objetivo de la EO es el degradar a los contaminantes o convertirlos en biodegradables.

El proceso de EO divide en dos partes:

1. Oxidación directa: el contaminante se oxidará directamente sobre la superficie del ánodo mediante la generación de oxígeno activo adsorbido (radicales libres, OH^\cdot , adsorbidos sobre la superficie del ánodo) que provocará la oxidación total del contaminante, o bien con oxígeno activo quimisorbido (oxígenos de óxidos metálicos) que provocará una oxidación parcial. Las ventajas de este proceso son: no se necesita agregar agentes químicos para la degradación, además, no se generará una contaminación secundaria en el transcurso del proceso.
2. Oxidación indirecta: los contaminantes a tratar no tendrán una interacción con la superficie de los electrodos sino que la secuencia de reacciones para su tratamiento se dará a través de una serie de especies oxidantes tales como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), ozono (O_3) o cloro que provienen de la oxidación de los cloruros (Cl^-) que se encuentran presentes en el agua. Estas especies son las que realmente oxidarán a los agentes contaminantes. Dentro de este proceso se necesita un ambiente muy ácido, que generan una contaminación secundaria de metales pesados limitando su aplicación (Figura 6.1.6).

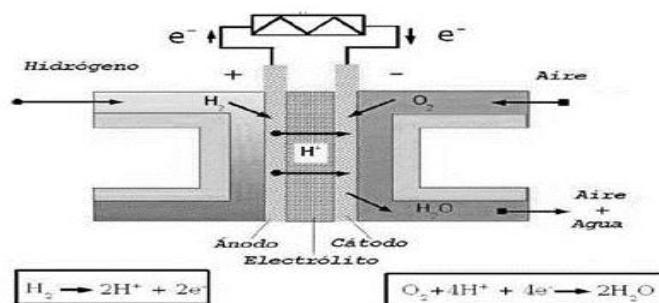


Figura 6.1.6. Celda electrolítica de electrooxidación. El objetivo de este proceso es la oxidación total (mineralización) o parcial (conversión de la materia orgánica a compuestos más fácilmente degradables y menos contaminantes) de la materia orgánica utilizando la corriente eléctrica. Lalangui, S. (2013). Ilustración Celda electrolítica de electrooxidación. [Figura]. Recuperado de: <http://www.monografias.com/trabajos99/electrocoagulacion-ventajas-y-desventajas-para-procesos-industriales/electrocoagulacion-ventajas-y-desventajas-para-procesos-industriales.shtml>

6.2 Remediación de suelos

La extracción de recursos naturales como minerales, agua, hidrocarburos, etc. son importantes para el desarrollo económico del país; sin embargo, su explotación ha generado un severo impacto ambiental, entre ellos, la destrucción de áreas verdes, descargas residuales en cuerpos de agua, oxidación de minerales insolubles, drenajes ácidos mineros (AMD por sus siglas en inglés) y emisión de contaminantes a la atmósfera, solo por mencionar algunos.

Actualmente se busca implementar tecnologías que contribuyan a la remediación de estos suelos contaminados, una opción contemplada es la *electrorremediación*, técnica utilizada para remover materia orgánica o inorgánica de los suelos, lodos y/o sedimentos, aunque su principal uso es para remover metales pesados (Cu, Zn, Pb y As) y compuestos orgánicos.

La electrorremediación (Figura 6.2.1) consiste en la generación de un campo eléctrico mediante la aplicación de una corriente directa de baja intensidad entre dos electrodos. Los electrodos se colocan en pozos excavados sobre el suelo, usualmente se humectan con algún electrolito (por ejemplo, agua con bentonita) con la finalidad de mejorar la conducción del campo eléctrico. Los aniones se moverán hacia el cátodo y los cationes hacia el ánodo, la oxidación del agua en el ánodo va a generar iones Hidronio (H_3O^+), que se moverán hacia el cátodo creando un frente ácido. Esto va a favorecer la desorción de los cationes del suelo y se inducirá la disolución de los contaminantes precipitados como carbonatos, hidróxidos, etc. Por otro lado los iones OH^- generados en el cátodo debido a la reducción del agua permitirá la precipitación de metales. El electrolito permitirá transportar el contaminante hasta los pozos donde posteriormente serán extraídos. La aplicación de esta técnica es muy eficiente en suelos de baja permeabilidad hidráulica, donde los contaminantes son difíciles de recuperar por otros medios. Se recomienda su aplicación en donde existen metales solubles o complejados en el suelo en forma de carbonatos, hidróxidos y óxidos.

Esta técnica permite una migración dirigida y evita que los contaminantes se dispersen fuera de la zona que se está tratando, además presenta un bajo consumo de energía.

Existen tres técnicas para la remoción de los contaminantes en suelos:

- **Electroósmosis:** se da un transporte del líquido en el que las partículas suspendidas en ella fluyen usualmente al cátodo, debido a que las partículas del suelo en las superficies no equilibradas predominan las cargas negativas, atrayendo el líquido hacia el cátodo.

- Electromigración: existe un movimiento de especies hacia el electrodo de carga opuesta, el movimiento de estas especies presentes en el fluido de poro se da en forma de iones disueltos a través del campo eléctrico.
- Electroforesis: hay un desplazamiento iónico en suspensión de partículas coloidales con carga eléctrica de tal manera que los contaminantes ligados a estas partículas sean transportados por el campo eléctrico.

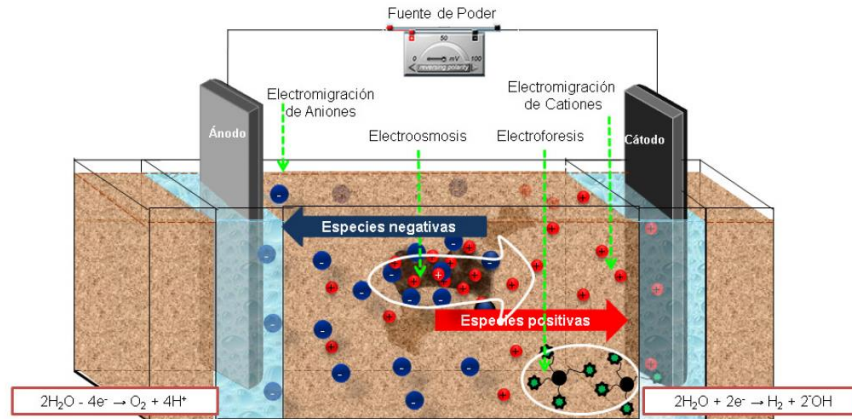


Figura 6.2.1. Representación de una celda electroquímica para desarrollar el tratamiento electrocinético de suelo, constituido por un ánodo, un cátodo y una fuente de poder, con los diferentes fenómenos de transporte como electromigración, electroósmosis y electroforesis, así como la electrólisis del agua con la generación de protones(+) e hidróxilos (-). Ciencia y Desarrollo. CONACYT. (2014). Ilustración Rehabilitación electroquímica del suelo. Recuperado de: <http://www.cienciaydesarrollo.mx/?p=articulo&id=71>

Tanto la eficiencia de este método como su valoración de aplicación dependerán de ciertos factores:

- pH: el cambio de pH provoca reacciones entre los metales y las sustancias presentes en el suelo de manera natural, regula la movilidad de los metales durante el proceso de electroremediación. La disociación de las moléculas de agua genera un pH ácido cerca del ánodo y un pH alcalino en el cátodo. Cuando hay presencia de metales estos son solubilizados en un ambiente ácido y son transportados hacia el cátodo.
- Contenido de agua: en el proceso de electroósmosis, el movimiento del electrolito dependerá de la cantidad de agua. Existe una humedad irregular sobre un suelo contaminado debido a que el electrolito se moverá hacia uno de los electrodos, haciendo que la zona de uno de los electrodos esté más húmeda y la zona del segundo electrodo este más seca. Se debe de mantener una humedad adecuada ya que el suelo suele resecarse a causa del calentamiento o a la generación de reacciones exotérmicas (evapotranspiración).

- Conductividad eléctrica: cada tipo de suelo tiene diferente conductividad eléctrica. Está definida como la capacidad que tiene un material para permitir el paso de la corriente eléctrica, los cambios de pH van a cambiar la conductividad total del suelo.
- Naturaleza y química del suelo: se ha probado experimentalmente la electrorremediación en suelos de grano fino (arcillas y limos) y baja permeabilidad, también en suelos arenosos, siempre y cuando exista un horizonte impermeable debajo de la zona contaminada, de tal manera que se impida al electrolito llegar a las zonas más profundas. Los suelos que son tratados por este método presentan cambios en su granulometría, contenido de materia orgánica (ej. ácido húmico), cantidad de sales solubles y conductividad eléctrica, generalmente tienden a acidificarse y a disminuir su contenido de sales inorgánicas como los nitratos, sulfatos y fosfatos, lo que conduce a disminuir parcial o totalmente su fertilidad. Debido a esto y dependiendo del tipo de suelo, se recomienda la regeneración del suelo por medio de fertilización o el uso de composta.
- Naturaleza del contaminante: el tipo de contaminante influirá sobre la eficiencia del método, el contaminante puede estar presente como sólidos precipitados, solutos disueltos, adsorbidos a partículas del suelo o sorbidos en materia orgánica. Actualmente los contaminantes son evaluados mediante lixiviación selectiva, donde se observa que las formas intercambiables migran más rápidamente que las que se encuentran adsorbidas en materia orgánica.
- Naturaleza y arreglo de los electrodos: con la finalidad de evitar introducir contaminantes al suelo, suelen ocuparse electrodos de materiales inertes como el titanio recubierto con óxidos, aunque también se puede ocupar electrodos de hierro y grafito. Otro factor importante en la remoción de contaminantes es la cantidad de electrodos y la distancia que hay entre ellos. La principal limitante a la hora de elegir el tipo de electrodo es el costo así como la facilidad de su fabricación y su robustez; sin embargo, la escala de aplicación determinará el material y su viabilidad.

Limitantes de la técnica

- No se aplica en suelos que presenten una mezcla compleja de contaminantes
- No se aplica a todos los tipos de suelos
- Si existe la presencia de un alto contenido de materia orgánica se dificultará el proceso de separación
- Se necesita que los metales sean solubles y demanda una gran cantidad de agua
- Se debe de hidratar el suelo al menos 24 horas antes de iniciar el proceso
- Se necesita de la aplicación de procesos secundarios para el tratamiento de aguas residuales

6.3 Corrosión y Galvanización

Desde la prehistoria hasta nuestros días, el hombre ha explotado piedras y metales con la finalidad de implementar herramientas más eficientes en su uso diario, desde herramientas tan sencillas para la caza hasta hoy día, que son necesarios para la infraestructura de grandes industrias como la minería, petróleo, electrónicas, textiles, etc.

Los metales, al ser expuestos a ciertas condiciones ambientales, suelen presentar transformaciones que llegan a deteriorarlos gradualmente, afectando su funcionalidad o llevando a su pérdida total y por consecuencia una pérdida económica y la generación de contaminantes en el suelo, aire y aguas subterráneas, a todo este fenómeno se le denomina genéricamente *corrosión*.

La corrosión es un proceso de degradación de metales que ocurre como resultado de una reacción espontánea; mediante su interacción con las condiciones fisicoquímicas del ambiente en el que se encuentra (corrosión química) o bien, cuando el metal se encuentra en contacto en algún ambiente electrolítico (corrosión electroquímica), se puede dar en condiciones atmosféricas, agua dulce o de mar, suelos, soluciones acuosas de sales, ácidos, bases, metales fundidos y solventes orgánicos (Figura 6.3.1).

Esta alteración se puede manifestar uniformemente en todo el metal originando picaduras sobre la superficie y causando su rompimiento, o se puede presentar simplemente en la superficie, la cual no tendrá mayor afectación. Como consecuencia de la corrosión se da la oxidación de los metales, el cual como producto serán los metales en su forma más estable.



Figura 6.3.1. *Corrosión.* Proceso de degradación de metales, producto de reacciones espontáneas en base a las interacciones de las condiciones físico-químicas del medio ambiente en el que se encuentra. (2009). Ilustración Oxidación y Corrosión de metales [Figura]. Recuperado de: <http://procesosmecanicos.blogspot.com.co/2009/06/sc-asc.html>

El proceso fundamental que obedece a la corrosión es una cesión de electrones de los átomos del metal a otros iones o átomos. Debido a que es un proceso

electroquímico va acompañado de circulación de corriente eléctrica, por lo que la magnitud de corrosión va a ser proporcional a la intensidad de corriente que circulará por los electrodos. Los productos derivados de esta corrosión suelen ser solubles en el agente que los corroe, lo que ocasionará un ataque más rápido, algunos otros son insolubles en el medio corrosivo lo que lleva a formar una especie de pasta sobre la superficie del metal, que inhibirá el proceso corrosivo actuando como una especie de protector.

De la interacción que se da entre el metal y el electrolito se tiene como resultado dos semi-reacciones:

- Anódica: se da una transferencia de cargas positivas, del metal hacia el electrolito. Cuando el metal entra en un proceso de oxidación empieza a corroerse liberando iones que al entrar en contacto con el oxígeno y agua crea los denominados productos de corrosión.
- Catódica: se da una transferencia de cargas negativas del conductor electrónico al electrolito, se lleva a cabo una reacción de reducción.

La velocidad de las reacciones de oxidación dependerá del potencial electroquímico de los metales, un factor importante a considerar que permite controlar el proceso de corrosión.

Ejemplo: Corrosión en ambientes geotérmicos²⁴

El uso de fuentes de energía alterna representan un reto ingenieril así como también es uno de los temas más atractivos actualmente. Se busca disminuir la contaminación provocada por las diferentes industrias. Derivado de esto, desde hace años, en países más desarrollados se empieza a hacer uso de energías menos contaminantes tales como la eólica, solar y la geotérmica.

La energía geotérmica se encuentra almacenada en forma calor transferido al agua o vapor a diferentes profundidades y en estratos confinados, donde adquiere elevadas temperaturas y presiones (anomalías térmicas) en equilibrio con el sistema que le rodea. Esta energía encuentra la manera de salir a la superficie a través de fuentes termales, escapes de vapor, fumarolas, volcanes de lodo, lagunas hirvientes, etc. Estas manifestaciones sirven para enfocar la exploración en busca de campos geotérmicos.

De acuerdo a estudios geoquímicos y geofísicos, el calentamiento del agua en el subsuelo se da por conducción de calor y debido al escape de gases magmáticos (siendo la República Mexicana un país con una importante zona volcánica atravesada por fallas, especialmente en la costa del Pacífico y la Faja Volcánica Transmexicana FVTM) a través de fisuras y fallas producidas por los movimientos

tectónicos poniéndose en contacto con los reservorios de agua confinados, los cuales a través del tiempo incrementarán su temperatura gradualmente.

Para aprovechar esta fuente de energía, se recurre a la perforación de un pozo geotérmico (similar a la de un pozo para extraer hidrocarburo) con algunas variantes, ya que se debe de considerar entre otras cosas las altas temperaturas. El fluido geotérmico, instantáneamente se convierte en vapor a manera de que la presión va disminuyendo, obteniéndose así una mezcla de vapor y agua que será necesario separar mediante separadores centrífugos, el agua obtenida contendrá cierta cantidad de sales cuyo aprovechamiento es de cierta manera factible.

Las características físicas y químicas del vapor de un fluido geotérmico, propician un medio agresivo para cualquier tipo de material presente en la infraestructura y equipos requeridos para la explotación y conducción del vapor, así como para las plantas generadoras de electricidad y demás equipos periféricos. Esto representa una inversión tan costosa que la falla de una de ellas significa una pérdida económica alta.

En la planta geotérmica de Cerro Prieto, Baja California (Figura 6.3.2), se detectaron mecanismos muy severos de corrosión que se hace presente durante la perforación de pozos en donde los lodos que se utilizan corroen rápidamente los equipos de bombeo y tuberías, posteriormente en el proceso en el que las tuberías del pozo están en contacto con el vapor pueden sufrir corrosión debido al ácido sulfhídrico (H₂S).

Las tuberías de conducción y los separadores de vapor están expuestos a la corrosión por ácido sulfhídrico y los iones cloruro, el acero del concreto reforzado se corroe provocando grietas y rupturas en este tipo de ambientes agresivos.

También se da corrosión por actividad biológica, microorganismos que son capaces de vivir en estas condiciones. En el campo geotérmico de Cerro Prieto existen bacterias capaces de vivir a temperaturas de 70° C y con baja concentración de nutrientes, mientras que en el campo de los Azufres existen bacterias que pueden vivir a temperaturas de 105° C (Moreno Cetina, Dafnis. Diseño de un sistema experimental para estudiar corrosión bajo tensión por salmuera geotérmica a alta temperatura. Facultad de Física, Ver.).

Nota

⁽²⁴⁾Tomado de Raichev, R., Veleva, L. y Valdez B. *Corrosión de metales y degradación de materiales. Principios y prácticas de laboratorio.* México: CINESTAV-MÉRIDA, YUCATÁN, UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA, 2009. pág. 226

La presencia de ácido sulfhídrico y el ambiente húmedo de un campo geotérmico propicia la corrosión de metales y aleaciones, la presencia de polvo de los campos y la condensación del vapor afecta a los recubrimientos de los aceros que se utilizan en tuberías, torres de enfriamiento, almacenes, cercos, etc.



Figura 6.3.2. *Planta geotérmica “Cerro Prieto”, Baja California.* El segundo complejo geotérmico más grande del mundo. (2017). Ilustración Energía geotérmica: “Cerro Prieto” el 2do complejo geotérmico más grande del mundo, Lainco. [Imagen]. Recuperado de: <http://www.lainco.com.mx/es/blog-lainco/item/cerro-prieto-el-2do-complejo-geotermico-mas-grande-del-mundo>

Galvanización

Derivado de la problemáticas de los procesos corrosivos, las superficies de muchos objetos férricos y no férricos son sometidos a un tratamiento por medio del cual se recubren de una película metálica fina, con el objetivo de proteger la superficie sobre la que se está realizando, de tal manera que durante el proceso de corrosión, se corroe la capa superficial sin que se afecte de manera profunda al material, además se utiliza para aumentar la resistencia (dureza) y mejorar el aspecto del material, a este tratamiento se le denomina *galvanización*.

La galvanización es un proceso electroquímico mediante el cual un metal se cubre con otro metal. Se le denomina así debido a los experimentos de Luigi Galvani, en los cuales descubrió que cada metal tiene diferente carga eléctrica, ordenó los metales según su carga eléctrica y descubrió que los metales se pueden recubrir con otros aprovechando su cualidad, depositando un metal de carga mayor sobre uno menor.

Los metales más comúnmente utilizados para crear los revestimientos son: níquel (Ni), plata (Ag), cromo (Cr), cobre (Cu), zinc (Zn), oro (Au), cadmio (Cd), estaño

(Sn), hierro (Fe), plomo (Pb), cobalto (Co), platino (Pt), rodio (Rd) y tungsteno (W), además de que se emplean aleaciones entre los metales. El galvanizado más común es donde se recubre al hierro con zinc, debido a que el zinc es más oxidable y forma óxidos más estables protegiendo al hierro cuando se expone al oxígeno.

Métodos para recubrir las superficies metálicas:

- Galvanostegia: se deposita un metal sobre la superficie de un objeto metálico mediante un proceso electrolítico. Es uno de los procedimientos de acabados más importantes debido a que provee de dureza, estabilidad y uniformidad.
- Mediante la proyección de un metal fundido atomizado. Se utiliza una pistola especial que se calienta con gas, un metal en forma de alambre o polvo se funde, la acción es similar a la de una pistola para pintar, y aunque su resistencia es baja se ha utilizado para reparar piezas desgastadas de máquinas (ejes, cilindros, rodillos, etc.).
- Recubrimiento duro: se utiliza para endurecer las superficies de hierro o acero, se solda por fusión una capa metálica dura sobre una superficie de un metal blando. Este recubrimiento se aplica a casi todo el acero para herramientas cortantes, martillos pulverizadores, dientes de excavadoras, etc.

Otras técnicas de galvanización

- Se deposita un metal sobre una superficie mediante la acción del vapor, se mete el objeto a una especie de tambor cerrado con polvo de zinc a una temperatura 302 °C a 454 °C. El polvo de zinc se adherirá a la superficie por medio de la acción del vapor que se generó
- Se aplica un revestimiento de fosfato de hierro (FePO_4) a piezas de hierro o acero, se sumergen a una solución de bifosfato de manganeso ($\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$) durante 30 o 60 minutos. El producto es una superficie grisácea pero una vez encerada se vuelve de color negro. EL revestimiento protege muy bien las piezas de máquinas (pistones, anillas de pistones y piezas de motores) de un desgaste excesivo y disminuye las asperezas durante el tiempo de ajuste (Figura 6.3.3).



Figura 6.3.3. *Galvanización por inmersión en caliente.* Procedimiento para proteger piezas de acero mediante su inmersión en baño de zinc a 450°C, formándose una unión metalúrgica. Provee al material una protección anticorrosiva de hasta 20 años. (s.f). Ilustración Galvanizado en Caliente. [Fotografía]. Recuperado de: <https://galvanizadoencaliente.wordpress.com/galvanizado>

Otros tipos de galvanizado utilizados en el mercado se aplican a las piezas decorativas tales como las hebillas de un cinturón, botones, llaveros, artículos de escritorio, etc. se bañan en cobre, níquel, plata, oro, bronce, estaño, etc., para el caso de la joyería se recubren con oro principalmente de 18 a 21 quilates aunque también suelen utilizarse metales más escasos como el rodio o el platino.

6.4 Purificación de metales

Los metales producidos a partir de la minería (Au, Ag, Cu, Pb, Zn, etc.) proporcionan la materia prima para cubrir las necesidades de la vida moderna tales como la producción de alimentos, los sistemas de transporte, equipos de cómputo, equipos médicos, sistemas de comunicación. También colaboran en el desarrollo de la agricultura, por ejemplo: azufre, nitrógeno, fósforo, etc. Además de ser importantes para cubrir nuestras necesidades, los metales se encuentran presentes en nuestro organismo en forma de micro-elementos. Estos son de vital importancia debido a que son necesarios para la conducción de los impulsos nerviosos, para el transporte de oxígeno en la sangre, así como para facilitar las reacciones enzimáticas, etc. Por esta razón los elementos biosílicos son utilizados en la medicina para cubrir ciertas deficiencias de micronutrientes en los seres humanos y en los animales.

Ejemplo, el hierro que es parte de la hemoglobina, al carecer de él en el cuerpo provoca que se desarrolle la anemia, es por eso que el hierro se utiliza en su forma de sulfato ferroso (FeSO_4) para tratarla vía oral.

Los metales poseen ciertas características que hacen que sean de mucha importancia en diferentes sectores. Tienen una estructura cristalina en la que los átomos se encuentran de manera ordenada, tienen un gran número de electrones deslocalizados (no pertenecen a ningún átomo en concreto) constituyendo el enlace metálico. Muestran una tendencia fuerte a formar iones positivos (cationes) debido a la pérdida de electrones, razón por la cual tienden a actuar como agentes reductores. En general, los elementos metálicos destacan porque son excelentes conductores de calor, permiten el paso de la corriente eléctrica, se presentan de manera sólida a temperatura ambiente (a excepción del mercurio, Hg), etc.

En general, los metales se dividen en dos tipos, los metales ferrosos y los no ferrosos.

- Metales ferrosos: su componente principal es el hierro. Entre los metales ferrosos más importantes se tiene al hierro puro que pocas veces es utilizado, y el acero, el cual es una aleación de hierro con carbono (menor a 1.7% adicionalmente se encuentra con trazas de níquel, vanadio y cobalto). Sus aplicaciones van desde componentes eléctricos hasta la elaboración de grandes infraestructuras (Figura 6.4.1).
- Metales no ferrosos: no contienen hierro o si lo contiene es en pocas cantidades. Dependiendo de sus características pueden suplantar a los metales ferrosos; sin embargo, debido a la baja concentración en su mena²⁴ y el alto consumo de energía gastado en su obtención y refinado, hace que estos metales sean caros en aplicación.



Figura 6.4.1. Mineral Hematita, Fe_2O_3 (metal ferroso) mena de hierro y mineral Galena, PbS (metal no ferroso), mena del plomo. (2005). Minerals. [Figura]. Recuperado de: <https://geology.com/minerals>

Nota

⁽²⁴⁾ La mena de un mineral es la parte que representa un interés económico. Mientras que la ganga es la parte que acompaña a la mena pero no representa ningún interés minero al momento de la explotación.

Entre los metales no ferrosos de mayor aplicación se encuentra el cobre, así como sus aleaciones entre el aluminio (Al), plomo (Pb), estaño (Sn) y cinc (Zn). Existe otro grupo importante de metales no ferrosos, destacan por su alto valor económico y se encuentran en la naturaleza en estado nativo: oro (Au), plata (Ag) y platino (Pt).

En general los metales presentan las siguientes características:

Propiedades físicas	Propiedades químicas
*Resistencia a ser rayados *Resistencia a la rotura *Maleabilidad y ductilidad *Alta conductividad eléctrica y térmica *Elasticidad: pueden recuperar su forma inicial tras sufrir una deformación. *Dilatación y contracción: varían de tamaño con la temperatura.	*Tienden a tener energías de ionización ⁽²⁴⁾ bajas, por lo que pierden electrones, es decir se oxidan en sus reacciones. *Debido a la facilidad de reacción, forman iones positivos, de esta manera los metales forman sales como cloruros, sulfatos y carbonatos que actúan como agentes reductores

Tabla 3. Propiedades generales de los metales

Obtención de los metales

La ciencia encargada de la obtención de los metales, el estudio de la producción de aleaciones, control de calidad en el proceso extractivo y control de la corrosión de metales se denomina *metalurgia*.

Definición

“La metalurgia es la ciencia y arte de extraer metales a partir de sus minerales, refinándolos y preparándolos para su uso”. (Capítulo 2. La metalurgia o la Ciencia y el Arte de los Metales. Universidad de Santiago de Chile, p.13)

Los metales se encuentran en la naturaleza como minerales y, casi siempre vienen acompañados de minerales que no representan un valor económico, denominado *ganga*.

El primer paso para la obtención de los metales es extraer de la mina el mineral que los contiene. Estos se deben de separar de la ganga para lo cual se someten a un proceso de trituración y molienda, posteriormente se pasa a la concentración de los minerales valiosos (mena) mediante diversos procesos que aprovecharán las propiedades físicas de los minerales, por ejemplo:

- Gravedad: se aplica cuando las diferencias entre las propiedades son notorias, tal es el caso de la casiterita (SnO_2), mena del estaño. El mineral

denso del óxido se separa del material silíceo de baja densidad, mediante la acción del chorro de agua sobre el material previamente granulado y puesto sobre una mesa vibratoria inclinada y dotada de ranuras.

- Flotación: su aplicación radica en que las partículas tienen diferente humectación. Si la solución utilizada moja fácilmente a la partícula, ésta se hundirá, de lo contrario flotará en la espuma. La solución utilizada se compone de un agente hidrofóbico, aceite y agua, se le inyecta aire en agitación a la solución para producir la espuma. En este proceso, el control de pH es importante. Este método es muy útil, ya que al modificar las características de la solución se puede lograr una separación sucesiva de diversos metales, como los sulfuros de Pb y el Zn que generalmente se encuentran juntos al igual que los sulfuros de Ni, Cu y Fe.
- Separación magnética: es un método barato, su aplicación es sencilla ya que una vez que el material es pulverizado se dirige hacia una banda transportadora que contiene un rodillo con electromagnetos que se encargan de separar y retener los materiales magnéticos del resto (Figura 6.4.2). Esta técnica presenta ciertas limitaciones en minerales que no muestran diferencias apreciables en su densidad, tales como la Cromita ($\text{Fe}^{2+}\text{Cr}_2\text{O}_4$), la Pirolusita (Mn^{4+}O_2) o la Wolframita ($(\text{Fe},\text{Mn},\text{Mg})\text{WO}_4$).

Para obtener metales que se encuentran en baja concentración se pueden aplicar *procesos hidrometalúrgicos*.

Una vez obtenido el metal de su mena y para su posterior refinación, es necesario la aplicación de ciertos procesos químicos, en donde se ejecutan reacciones a gran escala. Finalmente el metal obtenido debe de someterse a un tratamiento para adaptarlo a los usos que más convenga o que se requieran.

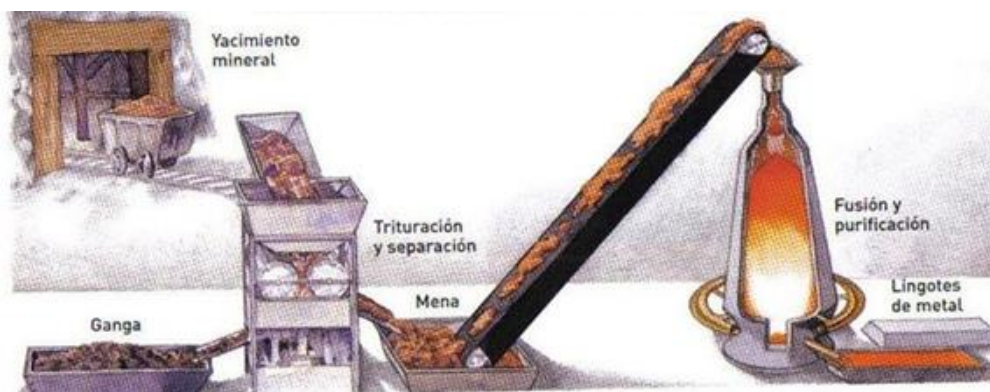


Figura 6.4.2. Obtención de metales a partir de un mineral. Este proceso inicia con la extracción de una mina y termina hasta la obtención de un metal convertido en su forma comercial. (2015). Ilustración Obtención de los metales. [Figura]. Recuperado de: <https://makinandovelez.wordpress.com/2015/06/15/obtencion-de-los-metales>

Purificación de metales

Una vez que los metales son extraídos, escasamente presentaran el brillo metálico y las características que tanto se le atribuyen (Tabla 3). Como ya se ha mencionado, algunos metales se encuentran en la naturaleza en estado nativo, por lo que no se requiere de un grado de purificación alto para hacerlos utilizables, tal es el caso del oro, plata, cobre, estaño, mercurio y platino; sin embargo, si llegan a presentar un mínimo de impurezas como arena, gravas y rocas es preciso retirarlos.

Por otro lado, la mayoría de los metales se presentan en forma de óxidos (metal combinado con oxígeno), sulfuros (metales combinados con azufre), carbonatos (óxido de metal combinado con CO₂), sulfatos (metales combinados con SO₄), etc. y se requiere de una serie de procesos químicos para su purificación.

Grupo	Mena	Metal
Óxidos e Hidróxidos	Bauxita (hidróxido) Ilmenita (óxido) Cuprita (óxido) Hematita, Magnetita, Limonita, Goetita (óxido) Cincita (óxido) Casiterita (óxido) Pirolusita (óxido) Cromita (óxido)	Aluminio Titanio Cobre Hierro Zinc Estaño Manganeso Cromo
Sulfosales	Pirargirita Proustita	Plata Plata
Sulfuros	Argentita Pirita, Covelina Galena Esfalerita, Blenda Cinabrio Calcopirita, Bornita Molibdenita	Plata Cobre Plomo Zinc Mercurio Cobre/Hierro Molibdeno
Carbonatos	Siderita Malaquita, Azurita	Hierro Cobre
Metales nativos	Oro, Plata, Cobre, Platino	Oro, Plata, Cobre, Platino
Otros elementos no metálicos	Uraninita	Uranio

Tabla 4. Minerales metálicos y no metálicos

En general para la purificación de metales se utilizan dos tipos de procesos:

- Pirometalúrgicos: se utiliza el calor para separar los metales aprovechando las diferencias de los potenciales de oxidación, el punto de fusión, la densidad, etc.
- Hidrometalúrgicos: aquí se aprovecha la solubilidad y las propiedades electroquímicas de los constituyentes que se encuentran en una solución acuosa. Para este tema se ahondará más en este proceso.

Extracción hidrometalúrgica de metales

La extracción de metales por hidrometalurgia se refiere al empleo de soluciones acuosas como agentes de disolución a bajas temperaturas. Comprende los procesos de lixiviación y precipitación por medio de la electrólisis. Los procesos electroquímicos son precedidos de los procesos hidrometalúrgico (Tabla 4).

Este proceso se lleva a cabo en minerales que son solubles. Generalmente para la lixiviación se utiliza una solución acuosa de un ácido, una base o una sal. Ejemplo: para la lixiviación del cobre, se utiliza el ácido sulfúrico.

1 ETAPA. Preparación de minerales		
Trituración y molienda	Concentración	
El objetivo de este paso es el de reducir el tamaño de las partículas obtenidas. La trituración se hace en seco mientras que la molienda se hace en materiales secos y húmedos	El objetivo es separar de un mineral la mayor parte de la ganga, de manera que el mineral de mena quede concentrado. La operación más utilizada para la concentración de minerales en la hidrometalurgia es la Flotación.	
2 ETAPA. Extracción de metales (Las siguientes operaciones se dan una a continuación de la otra).		
Lixiviación	Purificación y/o concentración	Precipitación
Se produce un ataque químico en fase acuosa del metal valioso contenido en la mena mineral. Puede ser ácida, básica o neutra, dependerá del reactivo químico usado que a su vez está en función de la ganga mineral.	Se da sobre la disolución obtenida en la etapa de la lixiviación. El objetivo de este proceso es el de retirar impurezas de la disolución antes de que sea sometida a la etapa de precipitación. Se suele realizar mediante los siguientes procesos: <ul style="list-style-type: none"> • Métodos químicos de precipitación • Cementación 	El objetivo de este proceso es separar el metal valioso de la disolución, en forma elemental (generalmente) o en forma oxidada (rara vez). Se utilizan los siguientes métodos: <ul style="list-style-type: none"> • Electrólisis (Cu) • Cementación (disoluciones cianuradas de

	(reacción de desplazamiento similar a la metalotermia pero en fase acuosa). <ul style="list-style-type: none"> • Cualquier reacción química convencional para retirar un metal de una fase acuosa. • Extracción con disolventes, si la disolución es muy diluida. • Separación con resinas de intercambio iónico, si la disolución es muy diluida. 	oro). <ul style="list-style-type: none"> • Métodos convencionales como la precipitación de metales con hidrógenos gaseoso a presión y temperatura alta (Ni y Cu)
--	---	---

Tabla 4. Procesamiento de materiales metálicos por hidrometalurgia

Extracción del Cu

Los minerales principalmente utilizados para la extracción del cobre mediante el proceso hidrometalúrgico son carbonatos de cobre tales como la azurita ($\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$), malaquita ($\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$); silicatos de cobre como la crisocola ($(\text{Cu},\text{Al})_4\text{H}_4(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}\cdot n\text{H}_2\text{O}$) y óxidos de cobre como la cuprita (Cu_2O), estos se originan de la oxidación de los minerales sulfurados.

Una vez que son extraídos se someten al proceso de trituración y molienda para reducir el tamaño de la partícula.

El proceso hidrometalúrgico para la extracción del Cu consta de 3 etapas (Figura 6.4.3):

1. Lixiviación: se tiene por objetivo la obtención del cobre mediante los minerales que lo contienen, se utiliza una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) y agua. Esta aplicación se basa en que los óxidos minerales son sensibles al ataque de soluciones ácidas. El proceso se realiza mediante el "heap leaching" o lixiviación en pilas, se apilan grandes cantidades de minerales y se riegan con disoluciones diluidas con ácido sulfúrico formando una disolución de sulfato de cobre (CuSO_4), este apilamiento se realiza sobre zonas que han sido impermeabilizadas y se han acoplado de tal manera que se recoge el líquido lixiviado que contiene los óxidos y sulfuros de cobre. Esto puede alargarse meses o incluso años, dependerá

hasta que se agote el Cu de la pila de material. De la lixiviación se obtiene disoluciones de sulfuro de cobre con un concentrado de 9 g/l de cobre.

2. Purificación/concentración: las disoluciones producidas de la lixiviación no contienen suficiente cobre, por lo que se extrae este cobre con disolventes orgánicos para separarlo de otras impurezas. Posteriormente, se extrae una disolución concentrada de cobre de estos disolventes. Mediante la extracción con disolventes se obtienen disoluciones de sulfato de cobre con concentraciones de hasta 45 g/l d cobre.
3. Electrólisis-Electrodeposición: de la disolución obtenida en el proceso de purificación, se electroliza en grandes plantas con cátodos de acero inoxidable y ánodos inertes de plomo-antimonio (Pb-Sb). Una vez termina el proceso de electrólisis se extrae cobre sólido con una pureza del 99.99%, este último proceso tiene un alto consumo energético.

Extracción del Zinc

Los minerales de los que se extrae el Zinc son principalmente:

- Monosulfuros: Esfalerita (ZnS) y/o Blenda y Wurtzita (ZnS)
- Carbonatos: Smithsonita ($ZnCO_3$)
- Óxidos: Cincita (ZnO), Franklinita ($ZnFe_2O_3$) y Hemimorfita (calamina, óxido hidratado)

Generalmente las menas del zinc más utilizadas son la Esfalerita y Smithsonita. Una vez que son extraídos se someten al proceso de trituración y molienda para reducir el tamaño de la partícula y posteriormente se concentra la mena mediante la técnica de flotación, obteniéndose así el concentrado de Zinc.

El proceso hidrometalúrgico para la extracción del Zn consta de 5 etapas:

1. Tostación: los minerales sulfurados como la blenda se someten a un proceso de tostación oxidante, de manera que el producto metálico pueda obtenerse de manera fácil. La conversión del sulfuro a óxido de zinc es importante, ya que los sulfuros no son susceptibles tan fácilmente al ataque de ácidos y bases. Si el contenido de hierro en la blenda es alto se formará de manera inmediata Ferrita de Zinc o Franklinita ($ZnFe_2O_3$).
2. Lixiviación: el objetivo de este proceso el disolver el tostado de la blenda, el óxido de zinc, a través de una disolución diluida en ácido sulfúrico (H_2SO_4) (100-150 g/l) para formarse una disolución de sulfato de zinc ($ZnSO_4$). La concentración de ácido solo atacará al óxido de zinc, de tal manera que las ferritas creadas en la tostación quedarán intactas. Para mejorar la recuperación del zinc y evitar pérdidas del metal, se llevará a cabo una lixiviación ácida en caliente ($90^\circ-95^\circ C$) durante un tiempo de 2 a 4 horas. A través de este proceso no solo se disuelve el zinc sino también el hierro asociado a la ferrita de zinc, obteniéndose así una disolución rica en zinc,

con un concentrado de 15-30 g/l de hierro (en forma férrica) que debe ser eliminado de la misma.

3. Neutralización y precipitación del Hierro: el objetivo de este proceso es la precipitación del hierro que co-precipitará junto a impurezas como el arsénico (As), antimonio (Sb) y germanio (Ge), además co-precipitará sílice coloidal e hidróxido de aluminio. El Fe^{3+} precipitará en forma de Jarosita ($\text{KFe}_3^{3+}(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$) o Goethita ($\text{Fe}^{3+}\text{O}(\text{OH})$).
4. Purificación: el objetivo de este proceso es el de eliminar elementos presentes en la disolución obtenida del paso anterior y que se encuentran en forma de sulfato metálico. La eliminación se realiza mediante la adición de zinc en polvo, a través de esto precipitan metales como cobre (Co), cobre (Cu), cadmio (Cd), níquel (Ni), arsénico (As), antimonio (Sb) y germanio (Ge), debido a la cementación de los metales por el zinc ya que es menos noble que ellos.
5. Electrólisis: una vez que se obtiene la purificación de la disolución, se pasa a una instalación para llevar a cabo el proceso electrolítico correspondiente para la recuperación metálica. El proceso electrolítico se lleva a cabo en grandes plantas con cátodos de aluminio y ánodos inertes de plomo-plata. Al finalizar el proceso se extrae zinc sólido de 99.99% de pureza, este último proceso tiene un alto consumo energético.



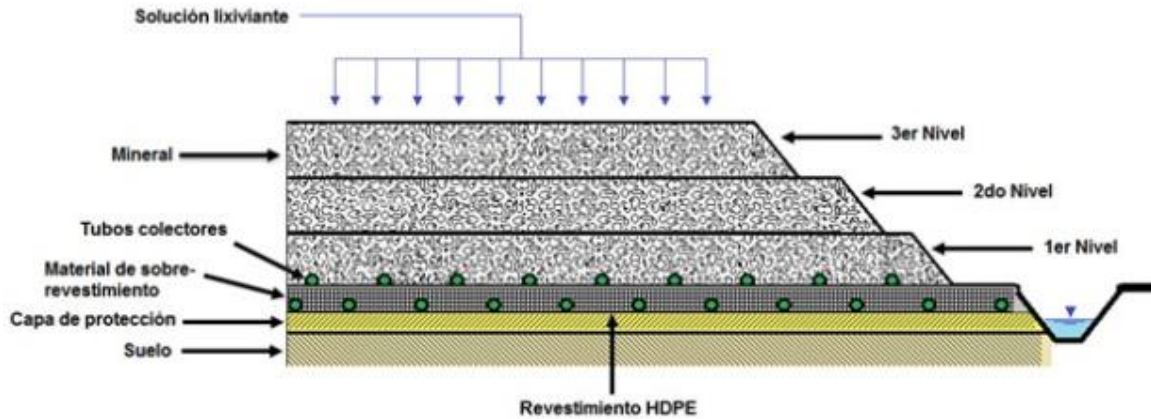


Figura 6.4.3. *Lixiviación del Cobre, esquema de lixiviación en pilas.* La lixiviación en pilas es el método hidrometalúrgico más importante en la extracción de cobre. El cobre es apilado, a una altura que supera los 7 metros, con áreas superficiales de 0.1 a 1 km². El lixivante que contiene H₂SO₄ es aplicado en la superficie de la pila, desde donde percola a través del lecho mineral, disolviendo los minerales de cobre, para producir una solución enriquecida de cobre o PLS, que es colectada en una superficie inclinada e impermeable que se encuentra debajo de la pila, para ser transportada por medio de tuberías hasta la poza de soluciones ricas, y posteriormente a los circuitos de extracción por solventes y electro-obtención. (2016). Lixiviación, fundamentos y aplicaciones. [Ilustración]. Recuperado de: <https://hydrometallurgyperu.wordpress.com/lixivacion-en-pilas/>

Conclusiones

Con base a la información contenida en este trabajo, se obtuvieron las siguientes conclusiones:

- i. La electroquímica es una parte importante de la química, encargada de estudiar las relaciones existentes entre las reacciones químicas y el uso de una corriente eléctrica. Gracias a esta relación química-electricidad se han desarrollado técnicas que se aplican a industrias como la minería, alimentación, textiles, farmacéuticas, etcétera.
- ii. El uso de procesos electroquímicos aplicados para la solución de problemas concernientes a temas geológicos ha sido un acierto, ejemplo, los procesos llevados a cabo para la remediación de suelos y aguas residuales requieren únicamente de un reactor electroquímico para llevar a cabo los procesos de remediación, además este tipo de procesos demandan un bajo costo en comparación con los métodos convencionales y no es necesario el uso de agentes químicos secundarios para generar una descontaminación; en el área de la minería, el uso de técnicas electroquímicas no es tema nuevo, desde antes ya se utilizaban estas técnicas para la obtención de ciertos metales, el método de flotación, como método para separar minerales metálicos fue una de las primeras técnicas utilizadas para este fin. La obtención de metales, es importante para la generación de diversos productos como refrigeradores, celulares, computadores e inclusive para la fabricación de prótesis de rodillas (debido a que su fabricación requiere de minerales como el Níquel (Ni), Titanio (Ti), Cobalto (Co) y Molibdeno (Mo).
- iii. Conocer cómo suceden los procesos a través de la electroquímica, es fundamental para entender qué acciones realizar para solucionar las problemáticas relacionadas con la corrosión de metales, problema que produce pérdidas de maquinarias en la industria, generando costos de reparación, aunado a esto se encuentra la galvanización, proceso que se utiliza como preparación de superficies metálicas contra el proceso de corrosión.
- iv. Lo que se quiere lograr con el presente trabajo es dar a conocer de qué trata la electroquímica, sus procesos, partes conformantes y la historia que propiciaron su origen y desarrollo para finalmente mencionar algunas de las aplicaciones llevadas a cabo en el ámbito ingenieril. Se considera importante conocer los fundamentos detrás de cada ciencia de estudio; sin embargo, se debe de trabajar en aplicar estos conocimientos en la vida

real que en la mayoría de lo posible ayuden a desarrollar productos que cubran las necesidades que como seres humanos hemos creado a través de los tiempos.

- v. Por último, se concluye que el uso de los procesos electroquímicos proveen de técnicas aplicables en materia de obtención de materia prima y remediación ambiental a una diversidad de industrias, además de que en comparación con otro tipo de métodos convencionales la electroquímica ofrece bajos costos en aplicación, la no generación de contaminación secundaria y en ocasiones procesos de fácil aplicación.

Referencias

Bibliografía

- Arons, A. B. *Evolución de los conceptos de la Física*. 1ª ed. México: Editorial Trillas, 1970. 1007 p.
- Atkins, P., Jones, L. *Principios de química: los caminos del descubrimiento*. 3ª ed. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2006. 992 p.
- Barrera, D. C. E. *Aplicaciones electroquímicas al tratamiento de aguas residuales*. 1ª ed. México: Reverté Ediciones, 2014. 328 p.
- Burns, R. A. *Fundamentos de la Química*. 2ª ed. España: PRENTICE-HALL HISPANOAMERICANA, S.A., 1996. 664 p.
- Chang, R. *Química*. 10ª ed. México: McGraw-Hill, 2010. 1174p.
- De la Rosa, P. D. A., Teutli, L, M. M. y Ramírez, I. M. E. (2007). *Electrorremediación de suelos contaminados, una revisión técnica para su aplicación en campo*. Rev. Int. Contam. Ambient. 23(3), 129-138.
- Hamann, C., Hamnett, A y Vielstich W. (2007), *Electrochemistry*. WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. p.p 3
- Holguín, Q. S., Estrada, G. J. M. D., Chávez, M. M. (2000). *Métodos de separación de los elementos metálicos*. 2ª ed. México: Universidad Autónoma Metropolitana.
- Johnson, G. C. *METALURGIA. Información moderna y práctica sobre la obtención de metales partiendo de sus minerales, así como las operaciones para su afinado y aleación*. 4ª ed. España: Editorial REVERTÉ, S. A., 1961. 397 p.
- Mantell, C. L. *Ingeniería Electroquímica*. 4ª ed. España: Editorial REVERTÉ, S. A., 1980. 660 p.
- Masterton, W, L. *Química General Superior*. 4ª ed. México: NUEVA EDITORIAL INTERAMERICANA, S. A. de C. V., 1979. 760 p.
- Orear, J. *Física General*. 2ª ed. México: Limusa-Wiley, S.A., 1970. 493 p.
- Perkins, A. *Física General*. 3ª ed. México: Editorial Hispanoamericana, 1960. 978 p.
- Pickering, W. F. *Química analítica moderna*. España: Editorial REVERTÉ, S. A., 1980. 679 p.
- Raichev, R., Veleva, L. y Valdez B. *Corrosión de metales y degradación de materiales. Principios y prácticas de laboratorio*. México: CINESTAV-MÉRIDA, YUCATÁN, UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA, 2009. 343 p.

Yauri, G. C. P. (2014). *Estudios de técnicas electroquímicas para la remediación de suelos*. (Tesis de pregrado). Universidad Nacional de Ingeniería, Lima, Perú.

Fuentes de internet

Casapía, R. E. G., Hallasi, A. J. L., Del Carpio, Y. J. J. L., Cornejo, P. E. A. y Macha, C. H. W. (2012). *Proceso de purificación de metales*. Facultad de Ingeniería de Seguridad Industrial y Minera. Universidad Tecnológica del Perú. Arequipa, Perú. Recuperado de: <https://es.scribd.com>

Cedron, J., Landa, V. y Robles, J. *Química General*. (2011). Pontificia Universidad Católica del Perú. Lima, Perú. Recuperado de: <http://corinto.pucp.edu.pe>

Energía Nuclear. (2016). *Definición de ion*. Recuperado de: <https://energia-nuclear.net>

EPEC. (s.f). *Faraday y la Electrólisis*. Argentina. La historia de la electricidad. Recuperado de: <https://www.epec.com.ar>

FISICALAB. (s.f). *Carga Eléctrica*. Recuperado de: <https://www.fisicalab.com>

González, M. A., Moreno, F. J. (s.f). *ELECTROLITOS*. [Mensaje en un blog]. Recuperado de <http://electrolitos.freeservers.com>

LUMITOS GmbH (2017). *Galvanizado*. Recuperado de: <http://www.quimica.es/enciclopedia/Galvanizado.html>

Muñoz, P. M. J. (s.f). *Extracción de metales por hidrometalurgia: Procesamiento de cobre y cinc* [archivo PDF]. España. Universidad Politécnica de Valencia. Recuperado de: <https://riunet.upv.es>

Prieto, A. (1980). *Corrosión y Energía Geotérmica* [archivo PDF]. Xalapa, Ver. Recuperado de: <https://cdigital.uv.mx/bitstream/123456789/34690/1/19808E10.pdf>

Vega, V. (2011). *Fuerza electromotriz*. [Presentación]. Recuperado de: <https://es.slideshare.net>

Vélez, L. (2010). *Corrientes alternas y Corrientes continuas*. Recuperado de: <http://www.monografias.com>