

## Celdas Galvánicas

### INDICE

Introducción al tema 3

Electroanalítica y Electroquímica 4

Celda electroquímica 4

Construyendo una celda electroquímica 5

Variables que intervienen en las reacciones electroquímicas 5

Celdas o pilas galvánicas 6

Cómo se producen las celdas galvánicas 6

Y para obtener energía eléctrica? 7

Transportación de la energía 7

Tipos de pila 7

Conclusión 10

Anexo 11

### **Introducción al tema**

En Khujut Rabuah, cerca de Bagdad fueron encontradas unas vasijas con un tubo de cobre central en cuyo interior había un cilindro de hierro, unido todo ello con una mezcla asfáltica. Junto a las vasijas se encontraban diferentes conjuntos cobre/hierro sin utilizar. ¿Podría haber sido una pila del siglo V antes de Cristo? Una explicación fue que la vasija era en realidad una pila, y las piezas de cobre y hierro, electrodos de reserva. Si la vasija se llenaba con un ácido orgánico (como ácido acético del vinagre, o zumo de frutas cítricas), se producía una cierta corriente.

Los inicios de la electroquímica como ciencia, están marcados por las experiencias de Galvani y Volta a finales del siglo XVIII y principios del XIX.

Las reacciones químicas que tienen lugar en los procesos electroquímicos son de tipo redox (oxidación-reducción), en las que se produce una transferencia de electrones entre las especies químicas. Siempre que exista una oxidación habrá una reducción y viceversa. Son muchos los procesos químicos y biológicos que tienen su fundamento en este tipo de reacciones como los procesos de obtención de metales, los de oxidación celular, etc. La electroquímica forma parte de la vida ordinaria; es decir, por ejemplo al utilizar todo tipos de pilas, su empleo en el arranque de los motores de los automóviles e incluso su utilización en la resolución de problemas medioambientales.

Las reacciones electroquímicas tienen lugar en las llamadas **celdas** o pilas electroquímicas que pueden ser de dos tipos:

Pilas galvánicas o voltaicas: proporcionan energía eléctrica a partir de energía **química**.

Pilas electrolíticas: proporcionan energía **química** a partir de energía eléctrica.

Por medio de este trabajo se dará a conocer el cómo funcionan e intervienen dichas celdas, especialmente las celdas galvánica y los distintos tipos de pilas existentes de acuerdo a diversos factores que permiten su clasificación.

### **Electroanalítica y Electroquímica**

Para comprender mejor la idea de lo que son las celdas galvánicas; se dará una pequeña definición de la química electroanalítica en forma general para llegar a nuestro objetivo principal que es conocer las celdas galvánicas.

La electroanalítica abarca un grupo de métodos analíticos cuantitativos (pertenecientes o relativos a la cantidad) basados en las propiedades eléctricas de una disolución de analito cuando forma parte de una celda electroquímica.

Las reacciones electroquímicas son de óxido-reducción, pero difieren de este tipo de reacciones ordinarias en que los electrones que se ganan y se pierden por la sustancia reaccionante, se mueven a través de material conductor.

La electroquímica puede dividirse en dos partes. Una es la que estudia las reacciones químicas que se producen a partir de una corriente eléctrica, conocida como electrólisis y la otra es la que estudia las reacciones químicas que produce una corriente eléctrica, proceso que se verifica en una celda o pila galvánica.

### **Celda electroquímica**

Dispositivos para llevar a cabo una electrólisis ( proceso mediante el cual un compuesto químico se descompone en sus elementos o compuestos más simples por acción de la corriente eléctrica.) o producir electricidad por medio de una reacción química.

Una celda electroquímica de corriente continua consta de 2 conductores (electrodos) cada uno sumergido en una disolución adecuada de electrolito.

#### **Para describir una celda se utiliza la siguiente notación:**

En primer lugar se escribe el material del electrodo negativo utilizando su símbolo químico, luego se coloca una línea vertical para separar el electrodo de la solución de iones de concentración determinado.

Inmediatamente se usa el símbolo II para señalar el puente salino, a continuación se coloca la segunda solución iónica de concentración conocida el signo II y por último el signo del metal:

2+ 2+

Zn (.) I Zn (1mol/L) II Cu (1mol/L) I Cu (.)

Todas estas son notaciones convencionales de la celda

Las celdas que producen energía eléctrica se llaman celdas galvánicas, las que son causadas por el consumo de energía química.

Las celdas que consumen energía son las celdas electroquímicas; consumen corriente de una fuente de corriente externa, almacenando como consecuencia energía química electrolítica.

### **Construyendo una celda electroquímica**

Las celdas electroquímicas son diseñadas de manera tal que al producirse la reacción espontánea de los electrones que son transferidos desde el agente oxidante , lo hagan por un circuito externo. Así se genera una corriente eléctrica.

Para mantener en contacto las disoluciones donde se encuentran los metales y completar el circuito, se emplea un puente salino; el cual consiste en un tubo de vidrio doblado en forma de U en el cual se vierte algún electrolito fuerte, pero que no reacciona ni con las disoluciones ni con los metales. Los tubos externos del tubo en U se taponan con un poco de algodón, logrando solo el flujo de iones sin que se mezclen disoluciones. Los electrones fluyen a través del alambre del agente reductor al oxidante, y los iones de ambas disoluciones acuosas fluyen de un compartimiento al otro para mantener una carga neta igual a cero.

Tambien la celda electroquímica consta de un circuito exterior, como un voltímetro que mide el potencial eléctrico, el cual es expresado en volts (V)

A la superficie donde ocurre tanto la reacción de oxidación como la de reducción, se le llama electrodo. Al electrodo donde ocurre la semi–reacción de oxidación se le llama ánodo y se le asigna un signo negativo (-). Al electrodo donde ocurre la semi–reaccion de reducción se le llama cátodo, que tiene el signo positivo (+)

\*En la fig. 1 del anexo se puede ver una pila construida a escala de laboratorio.

### **Variables que intervienen en las reacciones electroquímicas**

coulomb (C), que es la unidad práctica de carga (Q) y se define como la cantidad de electricidad que pasa a través de una sección transversal dada de un conductor en un segundo, cuando la corriente es un ampere. El ampere (A) es la unidad de intensidad de corriente eléctrica (I). Un ampere es igual a un coulomb/segundo. Entonces,

$$\text{Intensidad} = \text{carga} / \text{tiempo} = Q / t$$

$$Q = It$$

El ohm (O) es la unidad de resistencia eléctrica (R). Se puede expresar en función de la resistencia específica mediante la ecuación:

$$\text{Resistencia (ohms)} = \text{resistencia específica} \times (\text{longitud (cm.)}) / \text{Área (cm}^2\text{)}$$

El volt (V) es la unidad potencial y se define como la fuerza electromotriz necesaria para que pase una corriente de un ampere a través de una resistencia de un ohm. El watt (W) es la unidad de potencia y es igual a la variación del trabajo por unidad electromotriz en volts x la corriente en amperios.

$$\text{Potencia (watts)} = \text{Corriente (amperes)} \times \text{Potencia (volts)}$$

$$W = IV$$

El joule o watt–segundo es la energía producida en un segundo por una corriente de potencia igual a un watt.

$E^\circ$  (Potencial de reducción estándar)= nos permite saber con anticipación cuál es el oxidante más fuerte

(mayor tendencia a reducirse) y en qué dirección se producirá la reacción redox. se refiere a la fem de una pila a 25 oC.

### **Celdas o Pilas galvánicas:**

Las baterías o pilas galvánicas fueron inventadas en el año de 1800 por el físico italiano Alessandro Volta. A partir del descubrimiento de Luigi Galvani de que el anca de una rana colgada de un gancho de cobre experimenta una contracción cuando se pone en contacto con la superficie de otro metal, lo cual fue erróneamente interpretado por Galvani como electricidad animal. Volta descubrió que cuando se ponen en contacto dos metales de diferente tipo se produce una corriente eléctrica. Experimentando con diferentes tipos de metales Volta construyó su primera batería mediante el apilamiento— de ahí el nombre de pila— en una columna de vidrio, de placas alternadas de cobre, papel secante empapado en salmuera, y zinc, sucesivamente hasta completar la columna. Finalmente al unir los dos extremos mediante un cable conductor circula una corriente eléctrica al través del cable. El descubrimiento de Volta hizo posible el manejo controlado de la corriente eléctrica gracias a lo cual fue posible producir la electrólisis, que condujo a importantes descubrimientos como la composición química del agua y de muchas otras sustancias. En la actualidad existe un sinnúmero de artefactos, desde los automóviles hasta los satélites, que dependen para su funcionamiento de diferentes tipos de baterías eléctricas.

Las celdas galvánicas producen energía eléctrica a partir de ciertas reacciones químicas. Esta celda está formada por dos electrodos y, al igual que en la celda electrolítica, la reducción ocurre en el cátodo y la oxidación en el ánodo, pero difiere de ella, en que el cátodo y el ánodo están, cada uno, en soluciones diferentes, ya que es esta celda la solución de iones  $Zn^{+2}$ , se encuentra separada de la solución que contiene iones  $Cu^{+2}$ , por medio de una barrera porosa a través de la cual pueden difundirse los iones. Esta separación se hace, porque de esta forma es que se obtendrá la electricidad.

La reacción se lleva a cabo hasta que se cierra el interruptor que se encuentra en el circuito externo. La electricidad que se produce es suficiente para encender una lámpara. El electrodo de Zn pierde electrones, convirtiéndolo en ánodo y ocurriendo oxidación. El electrodo de Cu se convierte en cátodo debido a que gana electrones, ocurriendo la reducción.

es una sustancia conductora llamada electrolito. A su vez, cada hemicelda está constituida por un electrodo metálico y una solución de una de las sales del metal.

### **¿Cómo se producen las celdas galvánicas?**

Una celda galvánica es un sistema que permite obtener energía a partir de una reacción química de óxido-reducción. Dicha reacción es la resultante de 2 reacciones parciales (hemirreacciones) en las cuales un elemento químico es elevado a un estado de oxidación superior (hemirreacción de oxidación), a la vez que otro elemento es reducido a un estado de oxidación inferior (hemirreacción de reducción). Estos cambios de estado de oxidación implican transferencia de electrones del elemento que se oxida al elemento que se reduce.

El diseño constructivo en una pila determina que cada una de estas 2 hemirreacciones ocurra en compartimentos independientes llamados hemiceldas. El medio que posibilita el transporte interno de carga eléctrica entre ambos compartimentos es una sustancia conductora llamada electrolito. A su vez, cada hemicelda está constituida por un electrodo metálico y una solución de una de las sales del metal.

### **Para obtener energía eléctrica?**

Para obtener energía eléctrica es necesario conectar los electrodos de la pila al aparato que se desee hacer funcionar mediante conductores eléctricos externos

En estas condiciones la pila descarga externamente su energía, la que es aprovechada por el aparato para su funcionamiento, mientras que internamente se producen en los electrodos las hemirreacciones mencionadas.

Se denominan electrodos a las superficies metálicas sobre las cuales se producen las hemirreacciones de oxidación y de reducción.

Ánodo : es el electrodo en el cual se produce la reacción de oxidación (el electrodo negativo de la pila).

Cátodo : es el electrodo en el cual se produce la reacción de reducción ( el electrodo positivo de la pila).

### **Transportación de la energía**

En la conductividad eléctrica, la energía es transportada a través de la materia mediante la conducción de cargas eléctricas, mejor conocido como corriente eléctrica. Para producir esta corriente se necesitan conductores o portadores que conduzcan la corriente a través de los materiales y para que exista una fuerza capaz de ponerlos en movimiento. Estos portadores pueden ser electrones, si se trata de metales, o los iones positivos o negativos, si son soluciones electrolíticas.

El cobre es muy común en la conducción metálica. En los metales encontramos un conjunto ordenado de iones positivos inmerso en una nube de electrones. Los iones se encuentran relativamente fijos y los electrones se mueven libremente por todo el metal. Cuando un campo eléctrico actúa sobre el metal, los electrones se desplazan y transportan cargas eléctricas negativas.

La conducción eléctrica como tal se realiza de forma diferente. Las soluciones electrolíticas, contienen iones positivos y negativos, no hay electrones libres en solución. Los iones no tienen posiciones fijas sino que son libres de moverse por toda la masa de la solución. Cuando un campo eléctrico actúa sobre una solución electrolítica, los iones son atraídos según su carga y estos movimientos constituyen la corriente eléctrica.

### **Tipos de pila**

una de las primeras pilas eléctricas, la Pila Daniell. Una pila Daniell está formada por un electrodo de zinc sumergido en una disolución diluida de sulfato de zinc y otro electrodo de cobre sumergido en una disolución concentrada de sulfato de cobre. Ambas disoluciones están separadas por una pared porosa. En esta situación la tensión de disolución del zinc es mayor que la presión osmótica de los iones  $Zn^{++}$  y el electrodo se disuelve emitiendo  $Zn^{++}$  y quedando cargado negativamente. En la disolución de sulfato de cobre, debido a su alta concentración de iones Cu, depositándose  $Cu^{++}$  sobre el electrodo de este metal que de este modo queda cargado positivamente. En estas condiciones existirá una diferencia de potencial de 1 voltio aproximadamente entre ambos electrodos.

Similar a la anterior es la Pila de Volta, considerada la primera en su especie. En esta los electrodos son también zinc y cobre y el electrolito es ácido sulfúrico. Al disolverse ambos metales en el ácido, el cobre adquiere un potencial mayor que el zinc, estableciéndose por tanto una diferencia de potencial de aproximadamente 1 voltio entre ambos. Esta pila tiene el inconveniente de que al desprenderse hidrógeno en el proceso, este se deposita en parte sobre el cobre impidiendo el paso de corriente, por lo que se dice que en estas condiciones la pila se ha polarizado.

Otra pila basada en el mismo principio es la Pila Leclanché. En esta el electrolito es una solución de cloruro amónico ( $Cl\ NH_4$ ), siendo el electrodo negativo de zinc y el positivo una placa de carbón rodeado de una mezcla de óxido de manganeso y carbón pulverizado introducido en un vaso de paredes porosas. El óxido de manganeso actúa como despolarizante, para evitar el fenómeno de la polarización citado en la pila de Volta.

La tensión de disolución del Zn hace a este disolverse formando cloruro de zinc y adquiriendo el electrodo un potencial negativo respecto a la solución. Los iones NH<sub>4</sub><sup>+</sup> del cloruro amónico se descargan sobre el electrodo de carbón produciendo NH<sub>3</sub> e hidrógeno, el cual actuando sobre el bióxido de manganeso (Mn O<sub>2</sub>) lo reduce a óxido manganoso (Mn O).

Tenemos finalmente las denominadas pilas secas, que son las que normalmente utilizamos. Estas son pilas de Leclanché en las que la disolución de cloruro amónico y la mezcla de carbón y bióxido de manganeso se ha sustituido por una pasta formada por bióxido de manganeso, cloruro de zinc, carbón de cok, agua y una pequeña cantidad de grafito. El recipiente de zinc es el electrodo negativo y una barra de carbón introducida en la pasta el positivo. El cierre del recipiente se hace con una pasta no conductora que lo hace hermético.

Puesto que son fuente de energía, las baterías tienen dos parámetros fundamentales a tener en cuenta: el voltaje y la capacidad. El voltaje en la mayoría de las baterías lo tienen ajustado a 1,5 V este valor puede variarse. La capacidad de la batería viene medida en amperios hora, o más generalmente en el caso de pilas pequeñas en miliamperios hora (mAh).

A modo de ejemplo, 100 mAh indica que es posible obtener una corriente de 100 mA durante una hora (o 200 mA durante media hora) antes de que se agote la batería. Esta relación no es lineal, pues una corriente más elevada hace que se acorte la vida de la batería, mientras que una corriente más suave puede alargar la duración de la misma.

Ø Pila primaria : es una pila basada en una reacción química irreversible, y por lo tanto, es una pila no recargable (posee un solo ciclo de vida).

Ø Pila secundaria : es aquella pila basada en una reacción química reversible y, por lo tanto, es recargable. Se pueden regenerar sus elementos activos pasando una corriente eléctrica en sentido contrario al de descarga. Posee ciclos de vida múltiples.

Ø Pila botón : es una pila de tamaño reducido, de forma chata y redonda.

Ø Batería : se denomina así a una unidad productora de energía eléctrica, constituida por varias pilas.

Pila de combustible: Mecanismo electroquímico en el cual la energía de una reacción química se convierte directamente en electricidad. A diferencia de la pila eléctrica o batería, una pila de combustible no se acaba ni necesita ser recargada; funciona mientras el combustible y el oxidante le sean suministrados desde fuera de la pila

Los objetos se galvanizan para evitar la corrosión, para obtener una superficie dura o un acabado atractivo, para purificar metales (como en la refinación electrolítica del cobre), para separar metales para el análisis cuantitativo o como es el caso de la electrotipia, para reproducir un molde. Los metales que se utilizan normalmente en galvanotécnia son: cadmio, cromo, cobre, oro, níquel, plata y estaño. Las cuberterías plateadas, los accesorios cromados de automóvil y los recipientes de comida estañados son productos típicos de galvanotécnia.

## **Conclusión**

En síntesis se puede decir que quizás desde el siglo V antes de Cristo el hombre estuvo relacionado en cierta forma con las pilas, mediante unas vasijas. Lo que quizás explicaría que desde ese tiempo fueron ocupadas ciertas formas para producir una corriente eléctrica; no se manejaba el concepto de pila como en la modernidad y estudios analíticos existentes en la actualidad, sin embargo se puede decir que el descubrimiento de esas vasijas y la asimilación al funcionamiento de las pilas son en cierta forma iguales. La electroanalítica abarca un grupo de métodos analíticos cuantitativos que se basa en las propiedades eléctricas de

una disolución de analito cuando forma parte de una celda electroquímica. Las celdas electroquímicas son dispositivos que producen electricidad por medio de una reacción química, estas celdas las podemos clasificar de acuerdo a las que producen energía eléctrica (celdas galvánicas) y las que consumen energía (celdas electroquímicas). Podemos ver en forma diaria la utilización de las celdas en al ver pilas de distintos tipos, las que empleamos para diferentes fines; como escuchar walkman en el recreo o encender una linterna, o las pilas de combustible en los automóviles. Sin el uso de esas pilas la vida hoy en día sería muy diferente ya que no habría un método tan factible de transformar energía eléctrica en química y viceversa.

**Bibliografía:** <http://www.educarchile.cl>

[http://www.ciencias.huascaran.edu.pe.modulos/m\\_pilas/index.htm](http://www.ciencias.huascaran.edu.pe.modulos/m_pilas/index.htm)

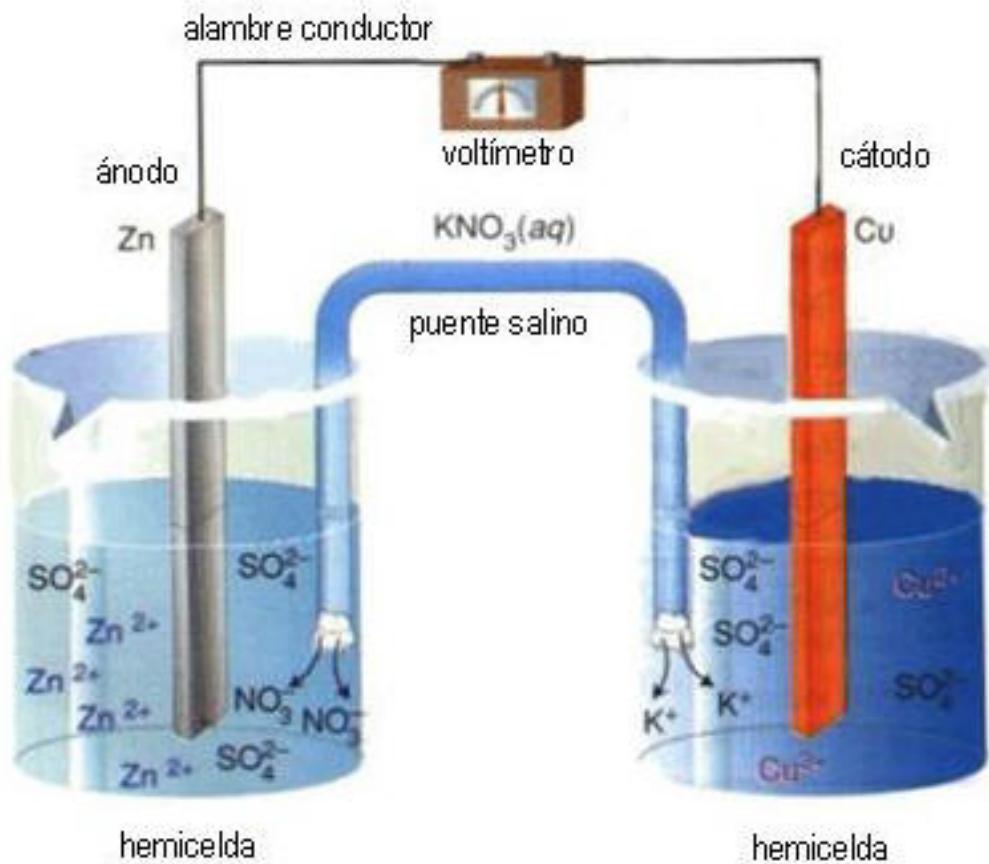
**texto santillana, química 3<sup>a</sup> 1/2**

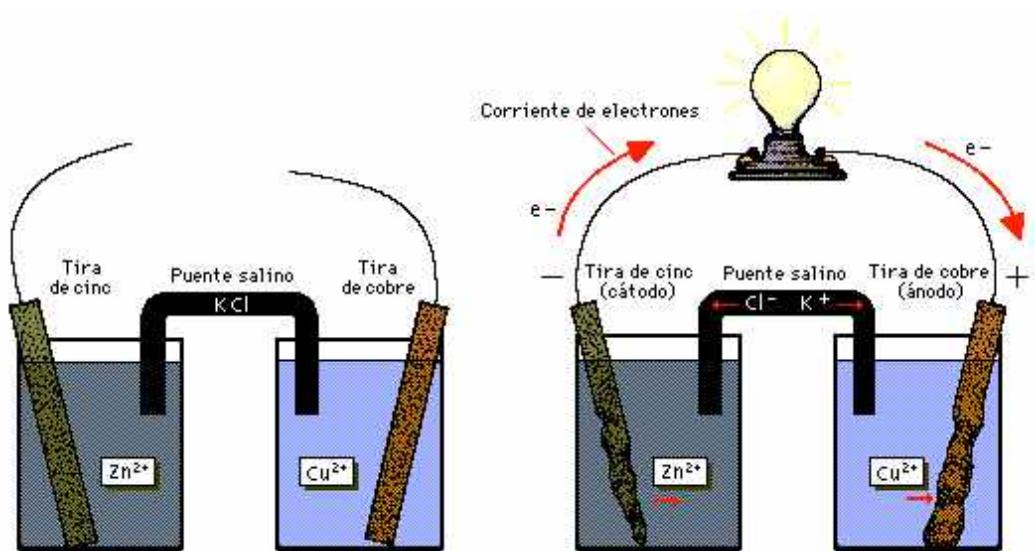
<http://www.google.cl>

#### Anexo

**Fig.1**

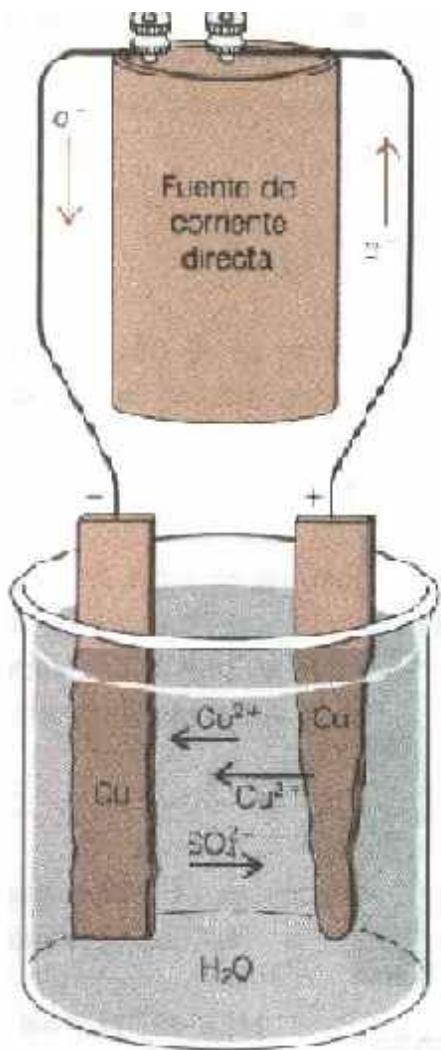
#### **Esquema de la Pila de Daniell**



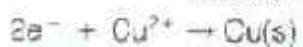


tipos de pilas





cátodo



ánodo



corrosión