

INDICE

Objetivos.. Pág. 3

Introducción Pág. 4

Funcionamiento. Pág. 5

Tipos de celdas electroquímicas Pág. 6 a 10

Importancia de las celdas Pág. 11

Bibliografía Pág. 12

OBJETIVOS

Explicar el funcionamiento de las celdas electroquímicas

Reconocer los tipos de celdas electroquímicas

Identificar las ecuaciones involucradas en los procesos

Señalar la importancia que poseen las celdas electroquímicas

INTRODUCCION

La vida moderna sería muy diferente sin las baterías. Sería preciso emplear una palanca para arrancar los motores, para dar cuerda a los relojes, y comprar extensiones larguísimas con el fin de poder escuchar la radio al ir de día de campo. Es un hecho que en la actualidad se depende mucho de las baterías.

Estas baterías o celdas electroquímicas fueron desarrolladas primeramente por los científicos Luigi Galvani y Allesandro Volta por lo que también se les denomina celda galvánica o voltaica.

FUNCIONAMIENTO

La **celda electroquímica** es un dispositivo experimental para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea en donde la sustancia oxidante está separada de la reductora de manera que los electrones deben atravesar un alambre de la sustancia reductora hacia la oxidante.

En una celda el agente reductor pierde electrones por tanto se oxida. El electrodo en donde se verifica la oxidación se llama ánodo. En el otro electrodo la sustancia oxidante gana electrones y por tanto se reduce. El electrodo en que se verifica la reducción se llama cátodo.

La corriente eléctrica fluye del ánodo al cátodo porque hay una diferencia de energía potencial entre los electrodos. La diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y el cátodo se mide en forma experimental con un voltímetro, donde la lectura es el voltaje de la celda

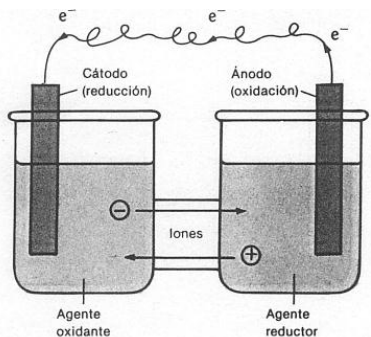


Figura 18.5
Esquema de una batería (celda galvánica).

Ánodo: Electrodo en donde se verifica la oxidación.
Cátodo: Electrodo en donde se verifica la reducción.

TIPOS DE CELDAS ELECTROQUIMICAS

Acumulador de plomo

En este tipo de celda la sustancia reductora es el plomo metálico, Pb, y la sustancia oxidante el óxido de plomo (IV), PbO ; el ácido sulfúrico, H₂SO₄

Aporta los iones H⁺ necesarios para la reacción ; también aporta iones SO₄²⁻ que reaccionan con Pb para formar PbSO₄ sólido.

En esta celda el ánodo es plomo metálico, el cual se oxida. En la reacción de la celda los átomos de plomo pierden dos electrones para formar Pb²⁺ que se combina con los iones SO₄²⁻ presentes en la solución formando PbSO₄ sólido.

El cátodo de esta batería tiene óxido de plomo(IV) que recubre rejillas de plomo. Los átomos de plomo en el estado de oxidación +4 de PbO aceptan dos electrones cada uno y forman iones Pb²⁺ que también dan lugar a PbSO₄ sólido.

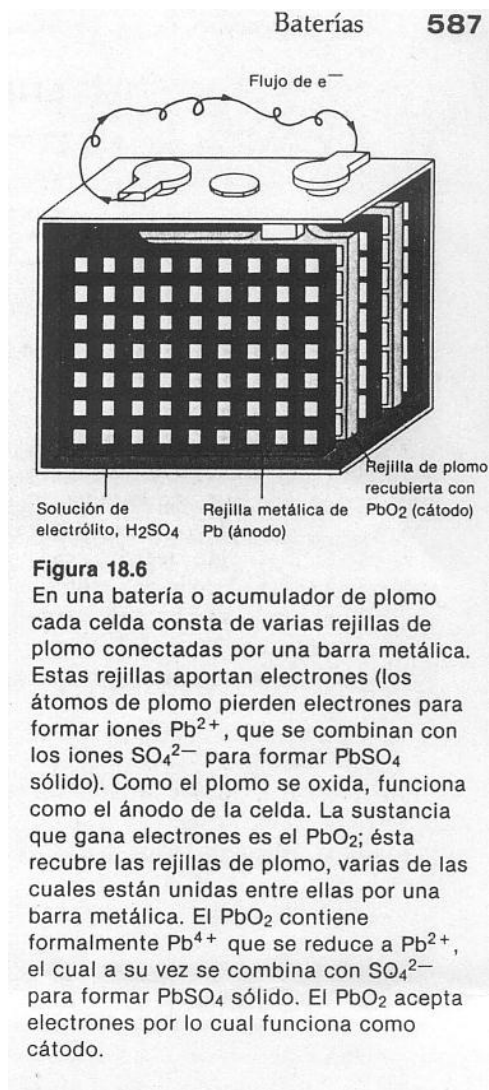
En la celda el ánodo y el cátodo se encuentran separados y están cubiertos con ácido sulfúrico. Las semirreacciones que se producen en ambos electrodos y la reacción total de la celda se dan a continuación:

– REACCIÓN DEL ÁNODO $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^-$ (oxidación)

– REACCIÓN DEL CÁTODO $\text{PbO} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2e^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (reducción)

– REACCIÓN TOTAL $\text{Pb(s)} + \text{PbO(s)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

La tendencia de los electrones a fluir del ánodo al cátodo en la batería depende de la capacidad del agente reductor para liberar electrones y la capacidad del agente oxidante para capturarlos. Si la batería está formada por una sustancia oxidante con alta afinidad electrónica, los electrones viajan a través del alambre conector con gran fuerza y proporcionan considerable energía eléctrica. La presión sobre los electrones al fluir de un electrodo a otro en la batería se conoce como el potencial de la misma y se mide en voltios.



CELDA SECAS

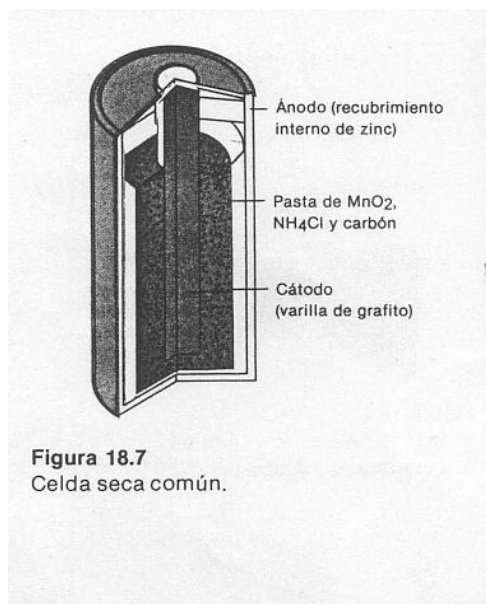
Estas se llaman así porque no contienen un electrolito líquido. En su versión ácida, la batería seca contiene un recubrimiento interno de zinc que funciona como ánodo y una varilla de carbono en contacto con una pasta húmeda de MnO sólido, $NHCl$ sólido y carbón, que funciona como cátodo. Las semirreacciones de las celdas son complejas pero aproximadamente se describen así:

- REACCIÓN EN EL ÁNODO $Zn \rightarrow Zn + 2e^-$ (oxidación)
- REACCIÓN EN EL CÁTODO $2NH + 2MnO + 2e^- \rightarrow MnO + 2NH + H_2O$ (reducción)

Esta celda produce un potencial cercano a 1.5 voltios.

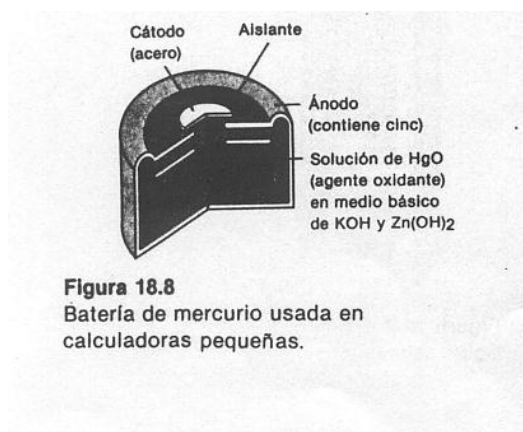
En la versión alcalina de la celda seca el $NHCl$ se sustituye por KOH o $NaOH$. En este caso las semirreacciones que se efectúan son:

- REACCIÓN EN EL ÁNODO $Zn + 2OH \rightarrow ZnO(S) + H_2O + 2e^-$ (oxidación)
- REACCIÓN EN EL CÁTODO $2MnO + H_2O + 2e^- \rightarrow MnO + 2OH$ (reducción)



Las celdas alcalinas duran más principalmente porque el ánodo de zinc se corroe más lentamente en condiciones básicas que en condiciones ácidas.

Otros tipos de baterías secas son la celda de plata que tiene un ánodo de Zn y un cátodo de Ag_2O , que es el agente oxidante, en un medio básico. Las celdas de mercurio que suelen emplearse en las calculadoras tienen un ánodo de Zn y cátodo con HgO como sustancia oxidante en un medio básico.



Un tipo especialmente importante es la batería de níquel y cadmio en la cual las reacciones de los electrodos son:

– REACCIÓN EN EL ÁNODO $\text{Cd} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cd(OH)}_2 + 2\text{e}^-$ (oxidación)

• REACCIÓN EN EL CÁTODO $\text{NiO} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni(OH)}_2 + 2\text{OH}^-$ (reducción)

En esta celda, al igual que en el acumulador de plomo, los productos se adhieren a los electrodos. Por tanto las baterías de níquel y cadmio pueden recargarse un número indefinido de veces ya que los productos se convierten nuevamente a reactivos mediante una fuente externa de corriente.

PILA DE CONCENTRACIÓN

Es aquella formada por celdas de iguales soluciones pero

diluidas en diferentes proporciones. La misma funciona de la siguiente manera:

Al ser de diferentes concentraciones, una de las sales estará más concentrada que la otra, por lo tanto la pila tratará de equilibrar esta desproporción. La forma en que lo hace es disminuyendo la concentración de la celda con mayor proporción y aumentando la de menor.

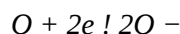
Esto quiere decir que si la solución de mayor concentración disminuye, la misma se reduce, pues los electrones pasan a través del puente salino y se unen con los iones, con lo que se forman átomos sobre el electrodo de la otra celda. Esto quiere decir que la de menor concentración irá en aumento por esta formación de átomos, pues la solución se oxida, liberando electrones que al pasar a la misma, aumentan la concentración de ella.

La que tenía mayor concentración, irá disminuyendo la misma, a causa de la liberación de electrones.

PILA DE AIREACIÓN DIFERENCIAL

Es una pila formada por soluciones iguales en concentraciones iguales. Para ello, primero se mezclan las soluciones en un vaso precipitado y luego que se diluyan completamente, se divide a la mitad para obtener volúmenes iguales.

La diferencia con las otras pilas está en que en una de las celdas se inyecta, a través de un tubito, Oxígeno. Esto produce la reducción del mismo en la celda en que se lo inyecta:



IMPORTANCIA DE LAS CELDAS

En la actualidad, nuestra vida sería inconcebible sin la presencia de las celdas, ya que hasta lo más cotidiano e imperceptible funciona por medio de las pilas; actividades tan cotidianas como el despertar no podrían realizarse, ya que el despertador necesita de las pilas; tampoco el ver televisión, o encender un computador, son todas actividades que necesitan, para su funcionamiento, la presencia de las pilas.

También son importantes en circunstancias vitales, como por ejemplo, para las personas que usan un marcapaso artificial, que es un artefacto que necesita de pilas, y en general casi todos implementos médicos necesitan de las pilas.

POR LO TANTO, SE PODRIA CONCLUIR QUE LAS PILAS SON NECESARIAS, E INCLUSO, INDISPENSABLES PARA LA VIDA DEL HOMBRE Y PARA EL FUNCIONAMIENTO COTIDIANO DE ÉSTA.

BIBLIOGRAFIA

Chang, Raymond : Química. -- México : McGraw-Hill, 1999

Colegio San Marcos

TRABAJO DE QUÍMICA

