

Sesión 43

La electroquímica: pilas y acumuladores

La electroquímica

La electroquímica es la parte de la química que estudia las reacciones químicas que producen corrientes eléctricas y viceversa. En general, la electroquímica es el estudio de las reacciones químicas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de las corrientes o voltajes. Las aplicaciones diarias más importantes están en la fabricación de pilas, acumuladores y la galvanotecnia. Esta última se usa para depositar películas de metales preciosos en metales base o para depositar metales y aleaciones en piezas metálicas que precisen un recubrimiento resistente y duradero.

Las pilas producen energía eléctrica que permiten a los equipos ser móviles y funcionar de forma independiente, autónoma, a una conexión a la red eléctrica.

FOTO DE DIFERENTES TIPOS DE PILAS, BATERIAS Y ACUMULADORES

Conversa con tus compañeros(as):

- ¿Qué es la electroquímica?
- ¿Qué aplicaciones tiene?
- ¿Qué objetos personales, de tu casa o de tu comunidad, son productos de la electroquímica? Explica.
- ¿Qué partes tiene una pila? ¿Puedes explicar cómo funciona?
- Comenta cómo funciona la batería de un carro o camión.

¿Qué aprenderás en esta sesión?

Aprenderás a:

- Conocer los elementos teóricos y las unidades que participan en la electrólisis.
- Explicar las aplicaciones de la electrólisis.
- Describir el funcionamiento de la pila y los acumuladores.
- Conocer algunas aplicaciones de la electrólisis, como la galvanotecnia.

1. La electroquímica

Los compuestos inorgánicos y algunos de los orgánicos se ionizan, es decir, se disocian en sustancias químicas cargadas positiva y negativamente. Estas sustancias ionizadas tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica. Si se coloca un par de electrodos en una disolución de un electrólito (compuesto ionizable) y se conecta una fuente de corriente continua entre ellos, los iones positivos de la disolución se mueven hacia el electrodo negativo y los iones negativos hacia el positivo. Los electrodos son componentes del circuito eléctrico que conecta el cable del circuito a un medio con compuestos ionizables, donde el electrodo de carga positiva se denomina **ánodo** y el de carga negativa **catodo**. Al llegar a los electrodos, los iones pueden ganar o perder electrones y transformarse en átomos neutros o moléculas; la naturaleza de las reacciones del electrodo depende de la diferencia de potencial o voltaje aplicado.

Por ejemplo, si el sulfato de cobre (CuSO_4) se disuelve en agua, se disocia en iones de cobre positivos (Cu^+) e iones sulfatos negativos (SO_4^-). Al aplicar una diferencia de potencial a los electrodos, los iones cobre se mueven hacia el electrodo negativo, se descargan, y se depositan en el electrodo como átomos de cobre. Los

iones sulfato, al descargarse en el electrodo positivo, son inestables y se combinan con el agua de la disolución formando ácido sulfúrico (H_2SO_4) y oxígeno (O_2). Esta reacción de descomposición producida por una corriente eléctrica se llama **electrólisis**.

ACTIVIDAD 1

En trabajo individual, responde las siguientes cuestiones:

- ¿Qué es la electroquímica? Explica cómo se produce.

2. En el siguiente esquema, ¿cuáles son los elementos que podemos identificar en la electrólisis?

2. ¿Qué ocurre en la electrólisis?

La electrólisis tiene lugar en un tipo de celda denominada celda electrolítica, en la cual una fuente de electricidad, como una batería, es conectada a los electrodos a través de un circuito externo. La electrólisis tiene lugar cuando los electrones son transferidos de un conductor a otro, es decir de electrodo a electrodo, en una solución iónica (electrolítica). Aquí debemos tener en cuenta: el tipo de electrodos que usamos, electrodos inertes (no reaccionan con los iones) o electrodos reactivos (que sí reaccionan); y el tipo de solución electrolítica que tenemos en la celda, ya que el paso de corriente, es decir de electrones, determinará que unas moléculas se estabilicen y otras se vuelvan más reactivas.

Por ejemplo, en la electrólisis del agua empleamos dos electrodos inertes de carbón en una cubeta con una disolución acuosa (agua y unas gotas de ácido sulfúrico). La disolución tendrá iones de hidrógeno (H^+) y sulfato (SO_4^-). Si luego se conecta a un generador de corriente eléctrica (batería o pila), en ese instante algunas moléculas de agua comenzarán a disociarse en H^+ y OH^- . Como resultado tendremos al ion OH^- que forma agua y moléculas de oxígeno gaseoso, que se desprenden del ánodo en forma de burbujas. Mientras que el ion SO_4^- retorna a la solución y permanece en estado de ión. Al mismo tiempo, los iones H^+ provenientes del ácido y del agua, al ceder sus cargas, forman moléculas de hidrógeno que se desprenden en forma de burbujas por el cátodo.

En la experiencia del agua, los electrodos no experimentaron transformación porque eran **inertes**, pero existen casos donde esto sí ocurre siendo aprovechados por las industrias. Por ejemplo, cuando un electrolito contiene iones metálicos del mismo material del que están hechos los electrodos, durante el proceso de electrólisis, los iones positivos al ponerse en contacto con el cátodo reaccionan con él disolviéndolo mientras que, en el ánodo, los iones negativos se unen solidariamente con él recubriéndolo. Este hecho, por ejemplo, se aplica en la refinación o purificación del cobre, ya que las impurezas contenidas en el cobre que se desintegra, al no formar parte del proceso de electrólisis, se precipitan al fondo del recipiente; al mismo tiempo que el otro electrodo, el cátodo, se recubre con cobre metálico.

ACTIVIDAD 2

En grupo respondan las siguientes preguntas.

1. ¿Cómo se cumple la electrólisis del agua? Explica.

- ¿Qué rol cumplen los electrodos durante la electrólisis? Explica en tu cuaderno.

3. ¿Qué sostienen las leyes de Faraday?

3. Aplicaciones industriales de la electrólisis

La descomposición electrolítica es la base de un gran número de procesos de extracción y fabricación muy importantes en la industria moderna. El hidróxido de sodio o sosa cáustica (un producto químico importante para la fabricación de papel, rayón y película fotográfica) se produce por la electrólisis de una disolución de sal común en agua. Previamente, la reacción produce cloro y sodio. El sodio reacciona a su vez con el agua de la pila electrolítica produciendo hidróxido de sodio y el cloro obtenido se utiliza en la fabricación de pasta de madera y papel.

Una aplicación industrial importante de la electrólisis es el horno eléctrico, que se utiliza para fabricar aluminio, magnesio y sodio. En este horno, se calienta una carga de sales metálicas hasta que se funde y se ioniza. A continuación, se obtiene el metal electrolíticamente. Los métodos electrolíticos se utilizan también para refinar el plomo, el estaño, el cobre, el oro y la plata. La ventaja de extraer o refinar metales por procesos electrolíticos es que el metal depositado es de gran pureza.

La galvanotecnia, otra aplicación industrial electrolítica, se usa para depositar películas de metales preciosos en metales usados como base. También se utiliza para depositar metales y aleaciones en piezas metálicas que precisen un recubrimiento resistente y duradero. La electroquímica ha avanzado recientemente, desarrollando nuevas técnicas para colocar capas de material sobre los electrodos, aumentando así su eficacia y resistencia.

Actividad 3

Responde de manera individual las siguientes preguntas.

1. ¿Qué instrumentos de tu entorno han sido sometidos a la galvanotecnia? Explica por qué los seleccionaste.
 2. Explica cómo se cumple la extracción por electrólisis.
- 4. La energía química convertida en energía eléctrica**

Todos los cambios químicos implican una reagrupación o reajuste de los electrones en las sustancias que reaccionan; por eso puede decirse que dichos cambios son de carácter eléctrico. Para producir una corriente eléctrica (flujo de electrones) a partir de una reacción química, es necesario tener un oxidante, es decir, una sustancia que gane electrones fácilmente, y un reductor, es decir, una sustancia que pierda electrones con facilidad. Las reacciones de este tipo se pueden entender bien con un ejemplo: el funcionamiento de un tipo sencillo de pila electroquímica.

Al colocar una varilla de cinc en una disolución diluida de ácido sulfúrico (H_2SO_4), el cinc, que es un reductor, se oxida fácilmente, pierde electrones y los iones cinc positivos (Zn^{2+}) se liberan en la disolución, mientras que los electrones libres se quedan en la varilla de cinc. Si se conecta la varilla por medio de un conductor a un electrodo de metal inerte, colocado en la disolución de ácido sulfúrico, los electrones que están en este circuito fluirán hacia la disolución, donde serán atrapados por los iones hidrógenos positivos del ácido diluido. La combinación de iones y electrones produce gas hidrógeno (H_2), que aparece como burbujas en la superficie del electrodo. La reacción de la varilla de cinc y el ácido sulfúrico produce así una corriente en el circuito externo. Una pila electroquímica de este tipo se conoce como pila primaria o pila voltaica.

Las unidades de electricidad empleadas son: el ampere (A), que indica la intensidad de corriente; la unidad de carga eléctrica denominada coulombio (C) (que es la cantidad de electricidad que pasa en un segundo por cualquier punto de un circuito por el que fluye una corriente de 1 ampere). El volt (V) es la unidad que indica la diferencia de potencial y se define como la diferencia de potencial que existe entre dos puntos cuando se necesita realizar un trabajo de 1 joule (J) para mover una carga de 1 coulomb de un punto a otro. La unidad de potencia eléctrica es el watt (W), y representa la generación o consumo de 1 joule de energía eléctrica por segundo.

ACTIVIDAD 4

En grupo respondan las siguientes preguntas:

1. ¿Qué entiendes por corriente eléctrica?

- ¿Cómo se produce la corriente eléctrica.

5. La pila y los acumuladores

La **pila seca**. Una pila voltaica aprovecha la electricidad de una reacción química espontánea para encender una bombilla (foco). Una pila de linterna tiene en su interior un cilindro de cinc y barras de carbón. El cinc sirve como ánodo y se oxida en una reacción redox. Cuando el circuito entre los dos sistemas se completa (como se muestra a la derecha), la reacción genera una corriente eléctrica. El flujo de electrones va del cinc a la barra de carbón y de ahí retorna a la pasta de carbón favoreciendo la reacción de reducción. El flujo de electrones ocasionado por el cilindro de cinc a través del circuito aporta 1,5 V de electricidad para las linternas, radios, juguetes, relojes y otros productos. Cuando los electrones dejan la pila, el metal de cinc se oxida. ($\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$).

Las **pilas de botón**, empleadas en relojes, calculadoras e infinidad de equipos, están hechas a base de un electrolito de hidróxido de potasio, el electrodo negativo es zinc, y el positivo es de grafito y óxido de mercurio. Las pilas recargables empleadas en los celulares son, en cambio, de ion litio con un cátodo de cobalto.

Los **acumuladores**. La batería de los carros está hecha de plomo y ácido sulfúrico, almacenando 12 V. Son baterías que contienen seis celdas de dos voltios conectadas en serie. Son de mayor tamaño, resistencia y recargables que las pilas secas. Las baterías están fabricadas de placas de óxido de plomo (PbO_2) y plomo metálico. En cada celda el plomo metálico es oxidado a óxido de plomo reducido. El plomo metálico oxidado a iones Pb^{2+} libera sus electrones al ánodo. El ion Pb^{4+} del óxido de plomo gana dos electrones, provenientes de los iones Pb^{2+} al cátodo. Los iones Pb^{2+} combinados con los iones de SO_4^{2-} provienen de la disociación del ácido sulfúrico en la solución electrolítica para formar sulfato de plomo (PbSO_4) en cada electrodo. La reacción neta cuando la batería está descargada resulta en la formación de sulfato de plomo en ambos electrodos. ($\text{PbO}_2 + \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$)

ACTIVIDAD 5

En el cuaderno, de forma grupal, respondan las siguientes cuestiones.

1. Haz un esquema del funcionamiento de la pila seca.

- ¿Cómo funciona una batería?

3. ¿Qué son los acumuladores?

RESUMEN

Componentes de electrólisis Aplicaciones Unidades

EN LA VIDA DIARIA: Haciendo llaveros por galvanotecnica

Organízate con tus compañeros y realicen la siguiente actividad experimental.

Nota: el hidróxido de sodio es una base que daña la piel, debe evitarse el contacto. Si lo hay, lavarse con abundante agua.

Materiales: Alambre de cobre grueso de corriente eléctrica, una vasija de vidrio, soda cáustica, cinc en polvo, agua, un mechero al alcohol o una cocina a gas, y un alicate en punta.

Procedimiento: 1. Pela el cable de luz y dale una forma curiosa. 2. Prepara una solución de hidróxido de sodio (NaOH) al 20% (disuelve 200 g de NaOH en un litro de agua). Agrega 20 g de polvo de cinc. Observa qué ocurre con el cinc. 3. Coloca el alambre de cobre en la disolución. Observa que el cobre se cubre de una película. 4. Retira el alambre de cobre con el alicate. ¿Qué color tiene? Pásalo sobre una hornilla caliente o un mechero de alcohol (un calor intenso lo volverá negro). Anota, ¿qué le ocurre al alambre? Observa cómo se vuelve de un color brillante. Apenas ocurra esto, retíralo de la llama, déjalo enfriar. Colócale una argolla y ya tienes un llavero. (Oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ / $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ / $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$)

- Expliquen el proceso electrolítico que tuvo lugar. Haz un esquema.
- ¿Qué otras aplicaciones puedes darle a la técnica?

COMPRUEBA TUS APRENDIZAJES

1. ¿Cuáles son los elementos que participan en la electrólisis?

- Define:

Ánodo:

Cátodo:

Iones:

- En el ejemplo de la electrólisis del agua, ¿qué ocasiona el paso de la corriente eléctrica?
- ¿Cómo se produce la corriente eléctrica por electrólisis?
- ¿Cómo funciona una pila seca?
- ¿Cómo funciona una batería de auto?
- ¿Qué aplicaciones tiene la electrólisis? Da un par de ejemplos.

•

7

Joule

Watt

Volt

Coulomb

Ampere

Acumulador

Pila seca

Objetos metálicos brillantes y joyas de fantasía.

La cantidad de material que se deposita en cada electrodo, al pasar la corriente por un electrolito, sigue la ley enunciada por el químico físico Michael Faraday. Esta ley afirma que la cantidad de material depositada en cada electrodo es proporcional a la intensidad de la corriente que atraviesa el electrolito, y que las masas de distintos elementos depositados por la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a las masas equivalentes de los elementos, es decir, a sus masas atómicas divididas por sus valencias.

Fuente de energía eléctrica

Solución electrolítica

Foto de batería de carro

La batería de los carros no son secas como las pilas de linterna, porque contienen una disolución de ácido sulfúrico que actúa como sustancia electrolítica. Los electrodos en placas de plomo metálico se alternan con electrodos en placas de óxido de plomo. Están colocadas en seis celdas en serie dentro de una caja plástica resistente.

Foto de pilas

Las pilas secas son de cinc. Debajo de la cubierta de papel se encuentra una caja de cinc. El cinc sirve de ánodo y es oxidado en una reacción redox.

Electrodos

Textos complementarios

Biografía de Michael Faraday

Michael Faraday (1791–1867) fue un físico y químico británico, conocido principalmente por sus descubrimientos de la inducción electromagnética y de las leyes de la electrólisis.

Realizó sus primeras investigaciones en el campo de la química. Sin embargo, las investigaciones que convirtieron a Faraday en el primer científico experimental de su época, las realizó en los campos de la electricidad y el magnetismo. En 1821 trazó el campo magnético alrededor de un conductor por el que circula una corriente eléctrica. En 1831 Faraday descubrió la inducción electromagnética, y el mismo año demostró la inducción de una corriente eléctrica por otra. Durante este mismo periodo investigó los fenómenos de la electrólisis y descubrió dos leyes fundamentales: que la masa de una sustancia depositada por una corriente eléctrica en una electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por el electrolito, y que las cantidades de sustancias electrolíticas depositadas por la acción de una misma cantidad de electricidad son proporcionales a las masas equivalentes de las sustancias. También demostró que un recinto metálico (caja o jaula de Faraday) forma una pantalla eléctrica. Sus experimentos en magnetismo le llevaron a dos descubrimientos de gran importancia. Uno fue la existencia del diamagnetismo y el otro fue comprobar que un campo magnético tiene fuerza para girar el plano de luz polarizada (véase Óptica) que pasa a través de ciertos tipos de cristal.

- **¿Cuáles son las principales contribuciones científicas de Faraday?**

Ilustración de una cubeta de electrólisis

Electroquímica

Galvanotecnia

Ilustración de la electrólisis del agua

-