

ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO

Batería de Mano



PRINCIPIA
centro de ciencia

La Electroquímica es una rama de la Química que estudia las transformaciones de energía química en eléctrica y viceversa.

En Khujut Rabuah, cerca de Bagdad encontraron 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: el uso de 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.

ANTES DE LA VISITA

- ¿Qué es una reacción de oxidación-reducción? _____

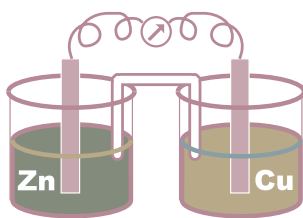
- Une mediante flechas cada término (relacionado con su definición correspondiente):

Oxidación <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Electrodo donde ocurre la reducción
Reductor <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Reacción donde hay ganancia de electrones
Ánodo <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Sustancia que cede electrones
Oxidante <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Reacción donde hay pérdida de electrones
Cátodo <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Electrodo donde ocurre la oxidación
Reducción <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> Sustancia que gana electrones

- ¿Qué es el número de oxidación en una reacción redox? Ajusta las siguientes reacciones, indicando en cada caso las semirreacciones de oxidación y reducción así como los agentes oxidantes y reductores:



- El siguiente dibujo corresponde a la pila Daniell, una de las pilas voltaicas más simples. Si el electrodo de la izquierda es de cinc y el de la derecha de cobre, escribe los nombres de cada uno de los componentes de esta pila, así como las reacciones que se producirían en cada semipila.



- ¿Para qué sirve el puente salino o el tabique poroso que se coloca en este tipo de pilas?

- ¿Qué tipo de corriente eléctrica genera una pila? ¿Qué transformación energética se produce en ella?

- ¿Qué son los potenciales estándares o normales (E°)? ¿Qué se ha tomado de referencia como origen de potenciales?

- Las celdas electroquímicas pueden ser de dos tipos: galvánicas o voltaicas y electrolíticas. Descríbelas, ¿en qué se diferencian? ¿Qué procesos ocurren en cada uno de los electrodos?



DURANTE LA VISITA

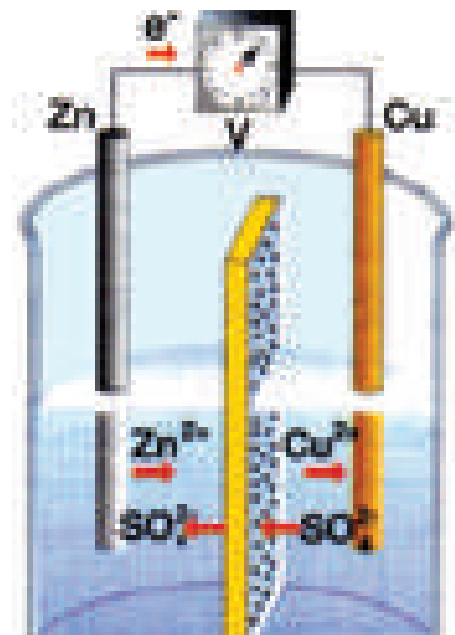
- Observa el módulo. ¿De qué materiales están hechos los dos moldes de las manos?

- Coloca tus manos en cada uno de ellos y observa el voltímetro, ¿qué indica?

- Si tienes tus manos humedecidas con sudor, ¿marcaría un valor mayor? _____
- Haz una cadena cogiéndote de la mano con tus compañeros, de modo que los que estén en los extremos coloquen sus manos sobre los moldes, ¿qué marca ahora el voltímetro?

- Si colocarás tus manos con guantes puestos, ¿qué ocurriría?

- Coloca ahora un anillo de oro, plata o cualquier otro metal noble sobre la placa de la izquierda. Coloca un dedo encima y la otra mano en la placa que queda. ¿Qué marca ahora? Fíjate en el signo.



DESPUÉS DE LA VISITA

- ¿Por qué al colocar tus manos sobre los dos metales el voltímetro marca paso de corriente?

- ¿Cuál es la función de los moldes metálicos de las manos y la de tu cuerpo en esta pila humana?

- Describe los procesos electroquímicos que han tenido lugar para la aparición de una diferencia de potencial.

- ¿Si los dos metales hubieran sido iguales, ¿habría corriente eléctrica? ¿Por qué? _____

- ¿Qué significa el cambio de signo en la última experiencia realizada en la visita? _____

- ¿Cómo podrías construir una pila de forma casera? _____

- Los empastes dentales constan de una amalgama formada por Ag_2Hg_2 , Ag_3Sn y Sn_8Hg . Si tienes alguno, podrás comprobar que al morder papel de aluminio, sentirás un dolor momentáneo. ¿Cómo explicarías esto?

- Busca los potenciales normales de los pares Mg^{2+}/Mg y $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. ¿Sería posible formar una pila tomando éstos como electrodos? Escribe el diagrama de la pila, las semirreacciones que ocurrirían y el potencial normal de ésta.

- ¿Qué tipos de pilas conoces? De cada una de ellas comenta su composición, aplicaciones y los riesgos de contaminación por su eliminación.



- La batería o acumulador de plomo se usa normalmente en los automóviles pero, ¿de qué está formada? ¿Por qué ésta es recargable a diferencia de otras pilas?

- ¿De qué tipo son las baterías utilizadas en los teléfonos móviles? _____

- ¿Qué es la corrosión de un metal? Un ejemplo típico es la oxidación del hierro en contacto con oxígeno y agua formándose herrumbre (trióxido de hierro hidratado: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$). Trata de explicar los procesos electroquímicos que ocurrirían.

- El aluminio se suele utilizar en la construcción de numerosos utensilios desde las latas de bebidas hasta aviones. Sin embargo el aluminio tiene más tendencia a oxidarse que el hierro, ¿cómo explicas entonces su uso?

- El acero inoxidable es una aleación de hierro, carbono y cromo, ¿cómo se explica su inercia a la oxidación?

- Los utensilios hechos de acero, suelen recubrirse de una fina capa de cadmio, ¿por qué? _____

- ¿Cómo se llama el proceso inverso al que ocurre en las pilas? Trata de explicarlo. _____

- El gran científico inglés Michael Faraday estudió los procesos electroquímicos ununciando sus famosas leyes, ¿cuáles son?

CURIOSIDADES



La Electroquímica puede ayudar a conservar un medio ambiente de calidad.

En forma directa, puede eliminar compuestos orgánicos generados en diferentes procesos industriales, eliminar metales y compuestos inorgánicos de aguas residuales, esterilizar los vertidos... Se utilizan principalmente los métodos electrolíticos.

Por ejemplo, la eliminación de iones de metales pesados (plomo, mercurio, cadmio) en aguas residuales, se puede realizar de forma sencilla y con bajo coste en una celda electrolítica donde se produciría en el cátodo la reducción de los iones metálicos al metal en estado elemental y la oxidación del agua a O_2 en el ánodo. Si el agua contuviera además un compuesto orgánico como ácido fórmico, se habría producido en el ánodo también su oxidación y eliminación, ya que se transformaría en CO_2 .



Otra técnica utilizada es la electrodiálisis consistente en el uso de membranas que son permeables de manera casi exclusiva a un determinado tipo de iones llamadas membranas de intercambio iónico.

Al aplicar un campo eléctrico a una disolución donde uno o varios electrolitos están disociados en cationes y aniones, se produce un movimiento de cargas. Colocando adecuadamente parejas de membranas catiónica/aniónica podemos por ejemplo eliminar sales de una disolución y concentrarlas en otras. Es la base de muchos procesos utilizados en la industria de la alimentación. Así, es posible eliminar sodio de la leche (obtención de leches con bajo contenido en sodio), acidez de los zumos de frutas, ácido tartárico de vinos (estabilización de vinos) y, cómo no, sal del agua salobre para convertirla en agua potable y/o de riego.

En aguas con baja salinidad es una técnica que compite favorablemente con la ósmosis inversa, ya que su coste es menor y menor es también la cantidad de agua rechazada. Sin embargo, aunque puede ser utilizada para desalar agua de mar, es en este caso, una tecnología menos competitiva que la ósmosis inversa o la destilación.





PRINCIPIA
centro de ciencia