

- **Título**

Guía de laboratorio electrolisis

- **Introducción**

Electrolisis, parte de la química que trata de la relación entre las corrientes eléctricas y las reacciones químicas, y de la conversión de la energía química en eléctrica y viceversa. En un sentido más amplio, la electrolisis 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.

La mayoría de los compuestos inorgánicos y algunos de los orgánicos se ionizan al fundirse o cuando se disuelven en agua u otros líquidos; es decir, sus moléculas se disocian en componentes cargados positiva y negativamente que tienen la propiedad de conducir la corriente eléctrica. Si se coloca un par de electrodos en una disolución de un electrólito (o 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. 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.

La acción de una corriente sobre un electrólito puede entenderse con un ejemplo sencillo. Si el sulfato de cobre se disuelve en agua, se disocia en iones cobre positivos e iones sulfato negativos. 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 elemento cobre. Los iones sulfato, al descargarse en el electrodo positivo, son inestables y combinan con el agua de la disolución formando ácido sulfúrico y oxígeno. Esta descomposición producida por una corriente eléctrica se llama electrólisis.

En todos los casos, la cantidad de material que se deposita en cada electrodo al pasar la corriente por un electrólito sigue la ley descubierta por el químico físico británico 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 electrólito, y que la masa de los elementos transformados es proporcional a las masas equivalentes de los elementos, es decir, a sus masas atómicas divididas por sus valencias.

- **Materiales y reactivos**

Act. 1 :

vaso de pp. de 100ml

50 ml de solución de sulfato de cobre

2 electrodos de cobre

una red continua de 12v (transformador)

cable conductor con pinzas en los extremos

10ml de ácido sulfúrico

Act.2:

Solución acuosa de KI al 10% p/v

Un tubo en U

2 electrodos

red continua de 12v (transformador)

cable conductor con pinzas en los extremos

gotas de fenofaleína

gotas de solución de almidón

• **Actividades y procedimientos:**

1.- Refinación electrolítica del cobre

En un vaso de pp de 100ml, coloque una solución de 50ml de sulfato de cobre, luego introduzca dos electrodos de cobre y conéctelos a una red de corriente continua de (12v). Acidifique la solución con 10ml de ácido sulfúrico. Espere unos 15 minutos y observe los cambios que ocurren en cada electrodo. Reconozca el cátodo y el ánodo. Escriba las reacciones anódica y catódica . Averigüe que aplicabilidad tiene este proceso en la metalurgia del cobre

2.- Electrólisis del Ioduro de potasio

Prepare una solución acuosa de KI al 10% p/v y deposítela en un tubo en U. Por cada extremo del tubo, sumerja en la solución dos electrodos de grafito, conectados mediante alambre conductor a una fuente eléctrica de 12 voltios. Agregue a ambos extremos gotas de fenofaleína y gotas de solución de almidón. Después de 5 minutos observe lo que ha sucedido en el cátodo y el ánodo. Averigüe a que se debe la formación de color rojo en el cátodo y azul en el ánodo. Escriba las ecuaciones involucradas en cada electrodo

• **Resultados:**

Act1:

La cantidad de sustancia que se deposita en una de la placas (oxidación) debido a la reducción de la otra , dependerá de la cantidad de energía que circule por la solución.

El ánodo atrajo a los electrones del cátodo produciéndose así las reacciones de reducción y oxidación

Reacción catódica: $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$

Reacción anódica: $\text{Cu}^0 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}$

El ánodo atrajo al cobre puro del cátodo, es decir, el cátodo se redujo y el ánodo se oxido

El ánodo aumenta su volumen

Act2:

Cátodo: se forma KOH por que reacciona con el agua el K. Como ex alcalino reacciona con la fenofaleina y

se pone rojo ese lado de la solución en el cual esta puesto el cátodo. El K se reduce de +1 a 0. Aquí se produce la reducción.

Ecuación: $K + H_2O \rightarrow KOH + \frac{1}{2} H_2$

Ánodo: el I pasa I_2 y reacciona con el almidón formando lugol que es negro azulado. Aquí se produce la oxidación

Ecuación: $I + 2e^- \rightarrow I_2$

• **Conclusión:**

La actividad 1 es usada mucho en la refinación del cobre para obtener cobre más puro debido al que el cobre que se deposita en una de los electrodos es cobre puro. Así se obtiene el cobre electrolito

La actividad 2 es usada en la fabricación del jabón ya que se forma KOH

• **Información anexa**

Una situación parecida se ve el actividad 1 con la diferencia que en vez de 1 barra de cinc son las dos barras de cobre. El resto es lo mismo debido a que también se deposita una cantidad de cobre puro en el ánodo

Otros procesos, entre los que destacan la pirometalurgia (metalurgia de altas temperaturas) y la destilación, se emplean en etapas posteriores de refinado en diversos metales. En el proceso de electrólisis (véase Electroquímica), el metal se deposita en un cátodo, bien a partir de disoluciones acuosas o en un horno electrolítico. El cobre, el níquel, el cinc, la plata y el oro son varios ejemplos de metales refinados por deposición a partir de disoluciones acuosas. El aluminio, el bario, el calcio, el magnesio, el berilio, el potasio y el sodio se procesan en hornos electrolíticos.

El hidróxido de potasio (KOH), llamado también potasa cáustica, un sólido blanco que se disuelve con la humedad del aire, se prepara por la electrólisis del cloruro de potasio o por reacción del carbonato de potasio y el hidróxido de calcio; se usa en la fabricación de jabón y es un importante reactivo químico. Se disuelve en menos de su propio peso de agua, desprendiendo calor y formando una disolución fuertemente alcalina.

El yoduro de potasio (KI) es un compuesto cristalino blanco, muy soluble en agua, usado en fotografía para preparar emulsiones y en medicina para el tratamiento del reuma y de la actividad excesiva del tiroides.

"Metalurgia", *Enciclopedia Microsoft® Encarta® 99*. © 1993–1998 Microsoft Corporation. Reservados todos los derechos.