

Esquema

Introducción.

1. Electroquímica.

1.1. Aplicación de la Electro Química.

1.2. Unidades y Ecuaciones Fundamentales.

2. Proceso de la Electrólisis.

2.1. Reacciones de Oxido – reducción.

2.2. Importancia Industrial de los Procesos de Oxido Reducción.

2.3. Leyes de Faraday.

2.4. Electrólisis de Agua Acidulada.

3. Celda Electrolítica Química.

3.1. Celda de Daniell.

3.2. Notaciones convencionales de las Celdas.

1. Electroquímica.

Es una rama de la química que trata los procesos químicos producidos por el pasaje de la corriente eléctrica y la producción de la energía eléctrica a partir de energía puesta en libertad en una reacción química.

También es una disciplina científica que estudia y valora las relaciones existentes entre las reacciones químicas y fenómenos eléctricos.

1.1. Aplicación de la Electroquímica.

Es muy usado en diversos campos debido a que no produce contaminación del ambiente. Hoy en día se emplean procedimientos Electrolíticos para obtener metales alcalinos y alcalinoterrios como el magnesio a partir de sus sales fundidas.

También se utilizan en la industria de electro recubrimiento, ya sea de tipo anticorrosivo o de naturaleza decorativa.

La electrólisis constituye la base teórica y practica de la construcción de pilas y acumuladores de corriente continua, también cuentan con un amplísimo numero de usos en la industria química y de materiales de construcción.

1.2. Unidades y Ecuaciones Fundamentales.

La intensidad de una corriente que pasa por un conductor se expresa en amperios (A).

La diferencia potencial en los puntos extremos de un conductor se expresa en voltios (V).

La cantidad de energía transportada esta dada en coulomb (COUL).

Otra unidad de cantidad de energía que se emplea con frecuencia es el Faraday (F), que equivale a 96500 coulomb.

La cantidad de electricidad transportada en la intensidad (I) Amperios en un tiempo (+) de + segundos, es igual a $Q=I.T$

2. Proceso de la Electrólisis.

Reacción química producida por medio de la corriente eléctrica que proviene de electrodos, descomponiendo los compuestos químicos y desasiéndolos en iones.

2.1. Reacciones de Oxido – Reducción.

Son aquellas reacciones químicas en las cuales un átomo se oxida y otro se reduce. La cantidad de electrones perdidos (Átomos que se oxidan) es igual a la cantidad de electrones ganados (Átomos que se reducen). Para determinar cual es el átomo que se oxido y cual es el que se produce, se utiliza lo que se conoce como numero de oxidación.

2.2. Importancia Industrial de los Procesos de Oxido Reducción.

Los procesos de Oxido Reducción tienen aplicación industrial con la finalidad de purificar y encontrar sustancias.

Entre otros casos, la electrólisis puede aplicarse por cubrir ciertos materiales electrolíticamente con aluminio y con cobre, una aplicación industrial de los procesos de oxido reducción que permite obtener cloro, hidrogeno e hidróxido de sodio es la electrólisis de una solución de cloruro de sodio, para ello se agranda en una cuba electrolítica, provisto de electrodos redes y conectados en una fuente de energía eléctrica.

Cuando se cierre el circuito se observa el desprendimiento del gas hidrogeno en cátodo y el cloro en el ánodo. La solución que queda como residuo es el hidróxido de sodio, todas estas sustancias tienen aplicación industrial.

2.3. Leyes de Faraday.

Entre 1800–1830 Michael Faraday físico y químico ingles, realizó estudios cuantitativos referente a la relación entre la cantidad de electricidad que pasa por una solución y resultado de sus investigaciones las enuncio entre los años 1833–1834 en las leyes que tienen su nombre.

La primera ley de Faraday señala que la masa de una sustancia involucrada en la reacción de cualquier electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por una solución.

La segunda Ley, señala que las masas de las diferentes sustancias producidas por el paso de la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a sus equivalentes en gramos.

2.4. Electrólisis de Agua Acidulada.

El agua solo conduce muy débilmente la electricidad, si se le agrega una pequeña cantidad de ácido sulfúrico (agua acidulada solución de H_2SO_4 al 10%, se hace más conductora y experimenta el proceso de electrólisis

mas rápidamente.

El proceso se realiza utilizando unos aparatos llamados voltímetros que poseen ramas laterales graduados en milímetros que permiten los volúmenes de los gases desprendidos. El proceso consiste en llenar el voltímetro con agua acidulada cuidando que no quede aire en las ramas laterales y se conecta en una fuente de energía continua (una pila).

Cuando se cierre el circuito, se observa un desprendimiento de gas en cada rama, cuando finaliza el proceso se puede observar que el gas desprendido en el electrodo negativo es el doble del de otra rama, con esto podemos demostrar que gas de mayor volumen es el hidrogeno y el de menos es el oxigeno.

3. Celda Electrolítica Química.

Es un dispositivo simple de dos electrodos, sumergido en un electrolito capaz de originar energía eléctrica por medio de una reacción química. Si se produce una reacción química por el paso de electricidad a través de ella, tenemos las celdas electrolíticas. Cuando se combinan dos o mas celdas en serie o paralelo se obtiene una batería. El acumulador de plomo es una batería constituida por tres celdas conectadas en serie.

3.1. Celda de Daniell.

Esta formada de la siguiente forma: Un recipiente que contiene una solución de sulfato de cobre, en la cual se encuentra introducida una lamina limpio de cobre.

En la solución se sumerge un vaso poroso que contiene una solución de sulfato de zinc, dentro de la cual contiene una lamina limpia de zinc.

Cuando el circuito se cierra usando conductores metálicos se observa un flujo de corriente desde la lamina de zinc hacia la de cobre. En la superficie de la lamina de zinc (se produce la oxidación como anodo) y en la lamina de cobre se realiza la reducción (catodo).

3.2. Notaciones convencionales de la celda.

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:

$2+ \ 2+$

$Zn \ (.) \ | \ Zn \ (1mol/L) \ || \ Cu \ (1mol/L) \ | \ Cu \ (.)$

Introducción.

La electroquímica, rama de la química que estudia las interrelaciones entre los procesos químicos y los procesos eléctricos. El flujo de electrones desde un punto a otro se llama corriente eléctrica. Cuando la concentración de electrones se iguala en ambos puntos, cesa la corriente eléctrica. El material por el cual fluyen los electrones se denomina conductor.

Los conductores pueden ser de dos tipos: conductores electrónicos o metálicos, y los conductores

electrolíticos. La conducción tiene lugar por la migración directa de los electrones a través del conductor bajo la influencia de un potencial aplicado.

El punto principal de el presente trabajo, será la electroquímica, las aplicaciones que esta posee, cuales son sus unidades fundamentales. También trataremos el anteriormente tratado tema, la electrolisis y los procesos electrolíticos.

Conclusión.

Los procesos químicos son de una relativa importancia tanto a nivel industrial como a nivel ecológico y natural.

Con el desarrollo de el trabajo presentado pudimos conocer un poco mas sobre la electroquímica y su funcionamiento, también la aplicación que esta tiene a nivel industrial y comercial. También sobre los puntos relacionados con la electroquímica.

Se hablo también sobre la electrolisis, los procesos de oxido – reducción y su importancia a nivel industrial.

Tratamos también las leyes de Faraday, y hablamos sobre la celda electroquímica y la celda de Daniell, y las nomenclaturas convencionales de las celdas.