



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA
DIVISIÓN DE CIENCIAS BÁSICAS E
INGENIERÍA

ALUMNO: FRANCISCO RAMOS GABRIEL.

MATRICULA: 209302867.

UEA: FISICOQUIMICA DE LOS MATERIALES.

PROFESOR: TORRES RODRIGUEZ MIGUEL.

TRIMESTRE: 11 I.

FECHA DE ENTREGA: 18 DE MARZO DE 2011.

INDICE

INTRODUCCIÓN.....

HISTORIA.....

REACCIONES REDOX.....

PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR ECUACIONES POR
EL MÉTODO DE OXIDO-REDUCCIÓN.....

CELAS ELECTROQUÍMICAS.....

LEYES DE FARADAY SOBRE LA ELECTRÓLISIS.....

SOLUCIONES ELECTROLÍTICAS.....

TEORÍA DE ARRHENIUS SOBRE DISOCIACIÓN
ELECTROLÍTICA.....

APLICACIONES.....

BIBLIOGRAFIA.....

INTRODUCCIÓN

La electroquímica es una rama importante de la química, cuyo estudio está basado en la transformación que existe entre la energía eléctrica y la energía química. En otras palabras trata de la interacción de los fenómenos químicos y eléctricos, así como el estudio de las propiedades eléctricas de las soluciones de los electrolitos.

El estudio de la electroquímica es importante, no solo para los científicos que lo estudian sino para toda la sociedad en general, ya que la energía eléctrica que usamos diariamente es una de las formas de energía de mayor importancia práctica para la vida contemporánea.

Un panorama más general, la electroquímica se encarga de estudiar las situaciones donde se dan reacciones de oxidación y reducción encontrándose separadas, físicamente o temporalmente.

Los procesos electroquímicos son reacciones redox en donde la energía liberada por una reacción espontánea se transforma en electricidad, o la electricidad se utiliza para inducir una reacción química, este último proceso se le conoce como electrólisis.

HISTORIA

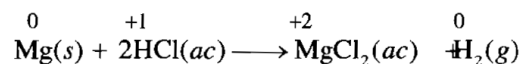
Es muy difícil explicar el nacimiento de la electroquímica, sin embargo existen algunas evidencias que indican la existencia de acumuladores de energía eléctrica, desde la antigüedad, por ejemplo en el imperio Parto se dice que existían ciertos tipos de baterías, que lo empleaban para el galvanizado de piezas metálicas.

Algunos científicos que se pueden mencionar y que de una forma u otra han contribuido en el nacimiento de la electroquímica son: William Gilbert denominado como *el padre del magnetismo*, Otto von Guericke quien creó el primer generador eléctrico, Benjamin Franklin (electricidad atmosférica). Quizás uno de los más importantes fue en la época de la ilustración donde, el anatomista y médico italiano Luigi Galvani marcó el nacimiento de la electroquímica de forma científica, al descubrir el fenómeno que ocurría, al pasar electricidad por las ancas de rana y nuevamente al tocar ambos extremos de los nervios empleando el mismo escalpelo descargado.

Para mediados del siglo XIX, el modelamiento y estudio de la electroquímica, se vieron aclarados por Michael Faraday (leyes de la electrólisis) y John Daniell (pila dependiente solo de iones metálicos Zinc-Cobre). En el siglo XX la electroquímica permitió el descubrimiento de la carga del electrón por Millikan, y el establecimiento de la moderna teoría de ácidos y bases de Bronsted y Lowry. Gracias a las contribuciones, la electroquímica ha permitido entender algunos fenómenos que ocurren en la naturaleza.

REACCIONES REDOX

En las reacciones redox se transfiere electrones de una sustancia a otra, un ejemplo de una reacción redox es la reacción entre el magnesio metálico y el ácido clorhídrico.



Los números que aparecen encima de los símbolos de los elementos indican sus números de oxidación. La pérdida de electrones durante la oxidación de un elemento se distingue por un aumento en su número de oxidación y la reducción de un elemento implica una disminución en su número de oxidación debida a la ganancia de electrones. Por ejemplo en la reacción anterior, el Mg metálico se oxida y los iones H^+ se reducen.

De manera general:

La reacción REDOX aquella donde los números de oxidación de algunos átomos cambian al pasar de reactivos a productos. Esta reacción se caracteriza porque siempre hay una especie que se oxida y otra que se reduce.

Oxidación. Es la pérdida de electrones que hace que los números de oxidación se incrementen.

Reducción. Ganancia de electrones que da lugar a que los números de oxidación se disminuyan.

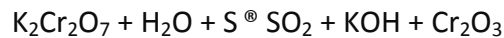
PROCEDIMIENTO PARA BALANCEAR ECUACIONES POR EL MÉTODO DE OXIDO-REDUCCIÓN

1. Asignar correctamente el número de oxidación a todos los átomos que participan en la reacción.
2. Identificar los átomos de los elementos que cambiaron su número de oxidación al pasar de reactivo a producto. Es decir, determinar el elemento que se oxida y el que se reduce.
3. Escribir la semireacción de oxidación y la de reducción para cada elemento según se trate. Balancear cada semireacción en cuanto al número de átomos del elemento que indican el número total de electrones ganados o perdidos.
4. Balancear la cantidad de electrones ganados o perdidos; de la forma que sea la misma cantidad en ambas semireacciones. Para esto se debe multiplicar la

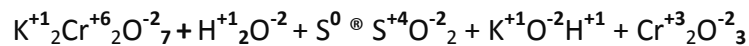
semireacción de oxidación por el número de electrones ganados por el elemento que se reduce, y la semireacción de reducción por el número de electrones perdidos por elemento que se oxida. Es decir, el número de electrones ganados y perdidos debe ser igual (Ley de la conservación de la masa).

5. Sumar las dos semireacciones para obtener una sola. Los coeficientes encontrados se colocan en las formulas que corresponden en la ecuación original.
6. Por último se termina de balancear por el método de las aproximaciones (método de tanteo) en el orden de los elementos siguientes: metal, no metal, hidrógeno y oxígeno.

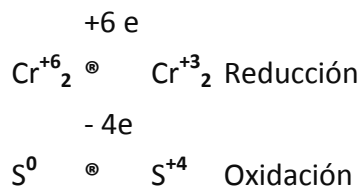
Un ejemplo de manera general es la reacción que se presenta a continuación:



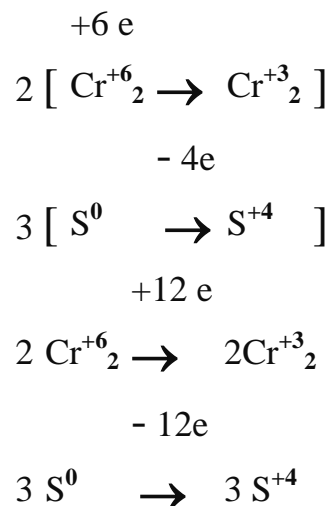
Números de oxidación (primer paso):



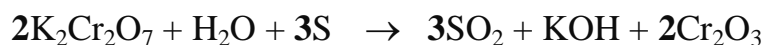
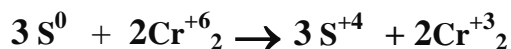
Elementos que se oxidan o se reducen (segundo y tercer paso):



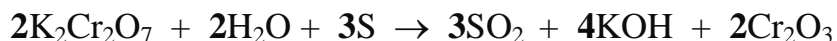
Igualar el número de electrones ganados al número de electrones perdidos. (cuarto paso):



Sumatoria de las semirreacciones para obtener los coeficientes, y posteriormente, colocarlos en las especies correspondientes (quinto paso):

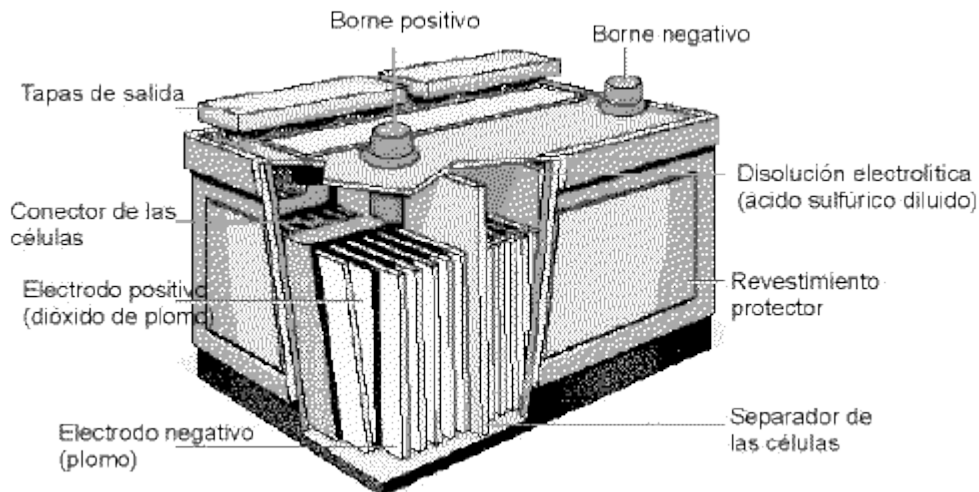


Terminar de balancear por tanteo (sexto paso):



CELDAS ELECTROQUÍMICAS

La Celda Electroquímica es el dispositivo utilizado para la descomposición mediante corriente eléctrica de sustancias ionizadas denominadas electrolitos. También se conoce como celda galvánica o voltaica, en honor de los científicos Luigi Galvani y Alessandro Volta, quienes fabricaron las primeras de este tipo a fines del siglo XVIII.



Esquema de una batería eléctrica

Una celda electroquímica simple contiene un par de *electrodos* de material inerte, por ejemplo platino, conectados a una *fuerza de corriente* y sumergidos en una solución acuosa de un conductor de segunda especie.

El electrodo conectado al lado negativo de la fuente se denomina *cátodo* y es aquel por el cual entran los electrones a la solución procedentes de la fuente, por ejemplo, una

batería. Al mismo tiempo, el electrodo conectado al lado positivo de la batería se denomina *ánodo*, por el cual salen los electrones de la solución y regresan a la batería.

Al cerrar el circuito, los iones negativos o aniones, emigran hacia el ánodo en donde se oxidan, mientras que los iones positivos o cationes van hacia el cátodo en donde se reducen.

Como estas partículas están cargadas, su movimiento constituye una corriente eléctrica. Los aniones se mueven hacia el ánodo y de aquí que los electrones son transportados por estos iones desde el cátodo. De nuevo, como el transporte de electricidad positiva hacia el cátodo puede considerarse un flujo de electricidad negativa hacia el ánodo, la migración de los cationes hacia el cátodo es equivalente al flujo de electrones en dirección opuesta. En consecuencia, el resultado neto de la migración es un desplazamiento de los electrones por la solución en la dirección de la corriente y cada ión transporta una parte de la corriente total de electricidad a través de la solución. El proceso del paso de corriente por un conductor electrolítico con todos los cambios químicos y migratorios asociados, se denomina *electrólisis*.

LEYES DE FARADAY SOBRE LA ELECTRÓLISIS

Las dos leyes de Faraday se refieren a las masas de sustancias depositadas en los electrodos de una celda durante la electrólisis y pueden resumirse en la siguiente fórmula:

$$m = \frac{Q}{q n} \cdot \frac{M}{N_A} = \frac{1}{q N_A} \cdot \frac{QM}{n} = \frac{1}{F} \cdot \frac{QM}{n} = \frac{1}{96485} \cdot \frac{QM}{n}$$

Donde:

m es la masa de la sustancia producida en el electrodo (en gramos).

Q es la carga eléctrica total que pasó por la solución (en culombios).

q es la carga del electrón = 1.602×10^{-19} culombios por electrón.

n es el número de valencia de la sustancia como ion en la solución (electrones por ion).

$F = qN_A = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ es la Constante de Faraday.

M es la masa molar de la sustancia (en gramos por mol). Y

N_A es el Número de Avogadro = 6.022×10^{23} iones por mol.

La Primera Ley de Faraday dice:

"La masa de un elemento depositado en cualquiera de los electrodos durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que pasa a través del electrolito".

La Segunda Ley de Faraday dice:

"Las masas de diferentes sustancias producidas por el paso de una corriente son directamente proporcionales a sus pesos equivalentes".

También se puede establecer esta ley diciendo que:

"La misma cantidad de electricidad producirá cantidades equivalentes químicamente de todas las sustancias". Más aún, el paso de noventa y seis mil quinientos culombios (Un Faraday) separa un equivalente químico de cualquier elemento.

SOLUCIONES ELECTROLÍTICAS

Se les llaman *electrolitos* a las sustancias solubles en agua y capaces de conducir la corriente eléctrica. Podemos decir, por lo tanto, que las soluciones de sustancias que presentan buena conductancia e indican un alto grado de ionización se les denomina *electrolitos fuertes* y, por el contrario, los que presentan una pobre conductancia y un bajo grado de ionización se les llama *electrolitos débiles*. Sin embargo, existen sustancias clasificadas en un grupo intermedio porque su comportamiento electrolítico no está claramente definido.

Propiedades coligativas de los electrolitos

Para representar las propiedades coligativas de los electrolitos por medio de relaciones obtenidas con los no electrolitos, Van't Hoff sugirió el uso de un factor, i , que se define como la razón del efecto coligativo producido por una solución de electrolito de molalidad, m , dividida por el efecto observado para la misma concentración de un no-electrolito.

Al utilizar esta definición del factor de Van't Hoff para una de las propiedades coligativas como la disminución del punto de congelación de las soluciones se deduce entonces que este es igual al descenso del punto de congelación de la sustancia electrolítica dividido por el descenso del punto de congelación de una solución de un no electrolito de la misma molalidad. Se concluye, por lo tanto, que el valor del factor de Van't Hoff para una solución indica el número de partículas totales presentes en ella por cada mol de soluto disuelto.

TEORÍA DE ARRHENIUS SOBRE DISOCIACIÓN ELECTROLÍTICA

La teoría de Arrhenius dice:

1. Los electrolitos en solución se disocian en partículas cargadas eléctricamente llamadas iones, de tal manera que la carga total de los iones positivos es igual a la carga total de los iones negativos. Lo anterior significa que la solución en conjunto resulta neutra a pesar de la presencia de partículas cargadas eléctricamente y que la presencia de los iones en la solución es la responsable de su conductividad eléctrica.

2. Un electrolito en solución no se encuentra forzosamente disociado en su totalidad; en su lugar, lo hace parcialmente encontrándose en equilibrio con moléculas no disociadas de sustancias.

Según esto, y de acuerdo con las leyes del equilibrio químico, puede anticiparse que la proporción de la disociación varía con la concentración, siendo mayor cuando ésta disminuye. En vista de esto, cabe esperar una disociación total en soluciones diluidas a infinito. En las otras ocasiones, sin embargo, el electrolito se halla disociado parcialmente en un grado que depende de la naturaleza de la sustancia y su concentración.

Esta idea de la disociación parcial la utilizó Arrhenius para explicar el comportamiento coligativo de las soluciones electrolíticas. Las propiedades coligativas de una solución diluida dependen del número de partículas sin que importe sus especies presentes en cierta cantidad de solución.

Cuando una sustancia se disocia en sus iones, incrementa el número de partículas en solución. Si suponemos ahora que cada ion actúa con respecto a las propiedades coligativas de igual manera que una molécula no ionizada, el aumento en el número total de partículas en soluciones debe originar un incremento en los efectos coligativos.

APLICACIONES

Algunas de las aplicaciones electroquímicas más importantes que se puede mencionar; por ejemplo, la generación de energía química que se produce en la fotosíntesis, la producción de metales como aluminio entre otros, y en el proceso de galvanización de metales, que eso se lleva acabo en el ámbito industrial, etc.

BIBLIOGRAFÍA:

1. Chang, Raymond (2007). Electroquímica. Química (Novena Edición). McGraw Hill.
2. Manual de laboratorio de Físicoquímica de los Materiales. Universidad Autónoma Metropolitana.
3. Química Inorgánica para estudiantes de ingeniería química (Tercera Edición).
4. Samuel. H. Maron. Fundamentos de Físicoquímica. Limusa 1980.
5. Pagina web: Wikipedia.