

2. REVISIÓN BIBLIOGRÁFICA.

2.1 Origen de las Pilas.

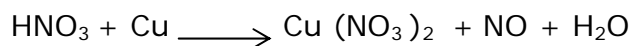
El científico italiano Alessandro Volta dedujo a partir de las observaciones de Galvani y de sus propios experimentos que existen materiales que, cuando sufren una determinada reacción química, producen descargas eléctricas; es decir, que poseen una energía química interna que pueden transformar en energía eléctrica. A partir de esa base fue cuestión de tiempo que se perfeccionara el sistema y fue el propio Volta el que fabricó, en 1800 la primera pila eléctrica.

La electricidad es el flujo de electrones a lo largo de un material, las baterías son almacenes de esta energía tan necesaria, conteniéndola en forma de energía química y transformándola a electricidad cuando la necesitamos. A la cantidad de electrones que pasan por un cable eléctrico se le llama intensidad y se mide en amperios y a la *fuerza* con que pasan, voltaje, potencial o fuerza electromotriz, se mide en voltios. La intensidad depende de la cantidad de material que se use, ya que cuanto más material haya más reacciones químicas se producirán, y por lo tanto mayor será el número de electrones moviéndose simultáneamente por el cable. La fuerza electromotriz o voltaje depende de los materiales utilizados.

2.2 Reacciones de oxido Reducción.

Estas reacciones se consideran de transferencia de electrones. El término reacción de oxidación se refiere a la semireacción que implica la pérdida de electrones. Una reacción de reducción es una semirreacción que implica una ganancia de electrones. Un agente reductor es aquel que dona electrones por ende un agente oxidante es el que acepta electrones.

Ejemplo de una reacción de Oxido Reducción.

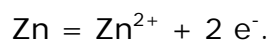


- a) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$ (reducción del nitrógeno)
- b) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (oxidación del cobre)

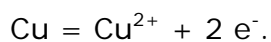
Las pilas funcionan gracias a reacciones de oxidación y reducción. De acuerdo a la primera ley de la termodinámica, la energía producida en una reacción química puede convertirse a calor, trabajo o una mezcla de ambos. Si se llevan a cabo las medias reacciones en dos contenedores separados, podemos forzar a los electrones a fluir del medio de oxidación al medio de la media reacción de reducción a través de un alambre, el cual permite capturar la mayor cantidad de energía producida en una reacción en forma de trabajo eléctrico.

2.3 Funcionamiento de las pilas voltaicas.

Cuando una pieza de zinc metálico se introduce en una solución salina, éste tiene la tendencia de perder electrones de acuerdo a la siguiente reacción:



El Cu también tiene la tendencia de perder electrones cuando se encuentra en una solución salina de acuerdo a la siguiente reacción:



Si se coloca el electrodo de zinc en una solución conteniendo Zn^{2+} esto constituye la mitad de una reacción de oxido reducción, la otra mitad será el cobre en una solución que contenga Cu^{2+} , la tendencia de perder electrones es mucho más fuerte para el zinc que para el cobre, si estas dos celdas de



reacción están conectadas por un puente salino, y un conductor eléctrico, como se muestra en la figura 2.1 para formar un circuito cerrado de electrones y iones que fluyen, el Cu^{2+} gana electrones para convertirse en cobre metálico.

El zinc, llamado ánodo, está en forma neutra. Los átomos que vayan perdiendo los electrones es decir los cationes se quedan descompensados, con carga positiva, por lo que se repelen con el resto de los átomos que hayan sufrido la misma reacción. Como resultado de ello el material se va disolviendo. Por otro lado en el cátodo de cobre, la reacción que se produce es la inversa: los cationes recogen los electrones producidos en el ánodo, y se neutralizan pasando a átomos neutros y depositándose en el cátodo. Para que el proceso se pueda llevar a cabo es necesario que los dos electrodos (ánodo y cátodo) estén sumergidos en un electrolito: líquido en el que se disuelve una sal que facilita el movimiento de los cationes a través del mismo. Sin embargo, hay que tener cuidado de que los cationes de ambos electrodos no se mezclen ni que los electrodos se toquen entre sí, por lo que se utiliza una separación entre ambos. En un sistema de laboratorio, se utilizan dos recipientes, uno para cada electrodo y las disoluciones se unen con un "puente salino" que es un tubo hueco con forma de U invertida que permite el paso del electrolito (incluidos los iones de la sal) pero no de los cationes de los electrodos al estar los extremos taponados con algodón, generalmente un papel especial que permite el paso de los iones de la sal pero no los cationes que intervienen en las reacciones de oxidación y reducción. Para completar el circuito, los electrodos deben estar unidos exteriormente mediante un cable eléctrico que permita a los electrones que se forman en el ánodo llegar hasta el cátodo. Con lo cual tenemos a los electrones en movimiento, es decir la electricidad.

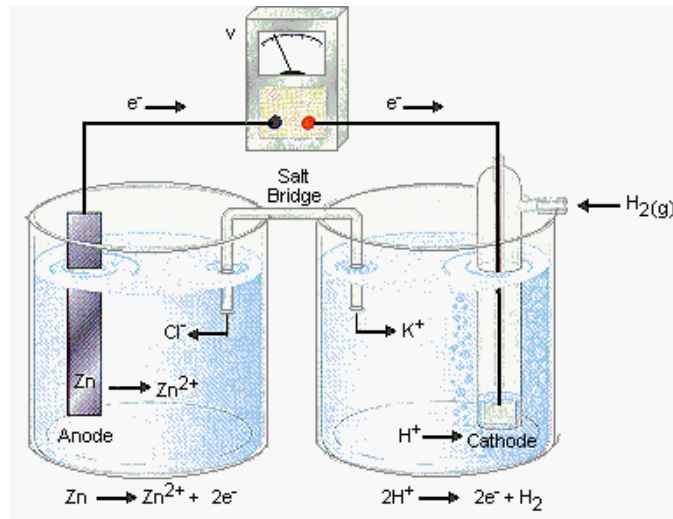


FIG 2.1 PILA VOLTAICA.

2.4 Baterías Portátiles.

Las baterías portátiles son los dispositivos que almacenan energía electroquímica, que funcionan con el mismo principio que se explicó anteriormente en las pilas voltaicas, todas están compuestas por un ánodo un cátodo y un electrolito, y los materiales de cada una de estas partes pueden variar para los diferentes tipos de baterías pero el principio de funcionamiento es siempre el mismo.

Las pilas no recargables se conocen como primarias o secas. Las pilas recargables se conocen como secundarias o acumuladores, al igual que todas las baterías se trata de almacenes de energía y convertidores de la misma, las cuales liberan energía eléctrica al irse descargando, las baterías secundarias se caracterizan por poder convertir reversiblemente la energía: de energía química a energía eléctrica en ambos sentidos.



Cuando se tienen aparatos de lento consumo de energía se prefiere usar baterías primarias en cambio para dispositivos que consumen niveles de energía altos, la mejor opción en cuanto a tipo de baterías son las secundarias de Níquel-Cadmio; ya que éstas se caracterizan por ser fáciles de manejar y la atractiva capacidad de recargarse.

2.4.1 Tipos de Pilas y Baterías Portátiles.

- Pilas, de zinc/carbono (Zn/C).- También son llamadas tipo Leclanché o "Pilas secas". Están basadas en la oxidación del zinc en medio ligeramente ácido, están compuestas por cinc metálico, cloruro de amonio y dióxido de manganeso. Son las llamadas pilas comunes. Sirven para aparatos sencillos y de poco consumo de energía.
- Pilas alcalinas o de zinc/dióxido de manganeso (Zn/MnO₂).-La diferencia con la pila seca es el electrolito utilizado, en este caso, hidróxido de potasio, en vez de cloruro de amonio, y el zinc está en polvo. Son de larga duración, casi todas vienen blindadas, lo que dificulta el derramamiento de los constituyentes. Sin embargo, este blindaje no tiene duración ilimitada. Se componen por Dióxido de Manganeso, Hidróxido de Potasio, pasta de Zinc amalgamada con Mercurio (total 1%), Carbón o Grafito. Una sola pila alcalina puede contaminar 175, 000 litros de agua
- Pilas botón.- Son llamadas así, las pilas de tamaño reducido, de forma chata y redonda. Fueron las primeras pilas construidas del tipo micro pila. El mercado de artículos electrónicos requiere cada vez más de ellas. Son imprescindibles para audífonos, marcapasos, relojes, calculadoras y aparatos médicos de precisión. Su composición es variada.
- Pilas de óxido mercúrico.- Son las más tóxicas, contienen un 30 %



aproximadamente de mercurio. Deben manipularse con precaución en los hogares, dado que su ingestión accidental, lo que es factible por su forma y tamaño, puede resultar letal. Exteriormente se construyen de acero y consta de un electrodo de Oxido de Mercurio con polvo de Grafito, el electrolito esta compuesto de Hidróxido de Potasio embebido en un material esponjoso absorbente y pasta de Zinc disuelto en Mercurio. Contiene entre un 25 y un 30% de Mercurio. Esta micropila puede contaminar 600,000 litros de agua.

- Pilas de cinc-aire.- Se las distingue por tener gran cantidad de agujeros diminutos en su superficie. Tienen mucha capacidad y una vez en funcionamiento su producción de electricidad es continua. Contienen más del 1 % de mercurio, por lo que también presentan graves problemas al desecharlas.
- Baterías plomo/ácido.- Normalmente utilizadas en automóviles, sus elementos constitutivos son pilas individualmente formadas por un ánodo de plomo, un cátodo de óxido de plomo y ácido sulfúrico como medio electrolítico.
- Pilas de níquel/hidruro metálico (Ni/MH).- Son pilas secundarias como las de níquel/cadmio, pero donde el cadmio ha sido reemplazado por una aleación metálica capaz de almacenar hidrógeno, que cumple el papel de ánodo. El cátodo es óxido de níquel y el electrolito hidróxido de potasio. La densidad de energía producida por las pilas Ni/MH es el doble de la producida por las Ni/Cd, a voltajes operativos similares.
- Pilas de óxido de plata.- Son de tamaño pequeño, usualmente de tipo botón. Contienen 1 % de mercurio aproximadamente por lo que tienen efectos tóxicos sobre el ambiente.



- Pilas de litio.- Producen tres veces más energía que las pilas alcalinas, considerando tamaños equivalentes, y poseen también mayor voltaje inicial que éstas (3 voltios). Se utilizan en relojes, calculadoras, flashes de cámaras fotográficas y memorias de computadoras.

2.4.2 Pilas de níquel/cadmio (Ni/Cd)

2.4.2.1 CADMIO

Propiedades físicas y Químicas.

Es un metal suave, maleable dúctil y bivalente que puede cortarse fácilmente con cuchillo.

Este compuesto y sus soluciones son extremadamente tóxicas, aún en bajas concentraciones, es bioacumulable.

Símbolo químico Cd

Peso molecular 112,41 g

Densidad: 8,642 g/cm³ a 20° C

Punto de ebullición: 767° C

Punto de fusión: 320,9° C

Presión de vapor: .013 Pa a 180°

Solvólisis: El Cd se disuelve rápidamente en ácido nítrico pero sólo lo hace con lentitud en ácido hidroclicórico y ácido sulfúrico.

Toxicidad



La inhalación de este compuesto lo pone en contacto inmediato con el tracto respiratorio lo que da lugar a daños, en pulmones el órgano más afectado por la exposición crónica al cadmio es el riñón, en donde puede causar problemas renales que pueden ser fatales. La ingestión de cualquier cantidad significativa causa envenenamiento su rápida solvólisis en ácidos débiles constituye un prerequisite fundamental para su fácil asimilación en el organismo: en el tracto gastrointestinal se resorbe un 5% del cadmio, y se deposita en hígado y riñones, En Asia, las altas concentraciones de cadmio en el arroz, son las responsables de la enfermedad "Itai-Itai" que destruye los eritrocitos y produce proteinuria, rinitis, efisema y bronquitis crónica los compuestos que lo contienen son carcinogénicos.

Límite máximo de exposición(establecido por la Osha) es de .005mg/m³

El limite máximo recomendado por la NIOSH¹ es de 9mg/m³

Usos.

El cadmio metálico además de usarse en las baterías de níquel-cadmio se utiliza para proteger al hierro contra los agentes corrosivos y como aleación en la industria automotriz. Sus compuestos se utilizan como pigmentos especialmente el sulfuro de cadmio y como estabilizador plástico en el PVC; se utiliza también en fungicidas así como agentes moderadores y de control en los reactores nucleares.

¹ NIOSH National Institute for Occupational Safety and Health, es el Instituto Nacional para la seguridad y salud en el trabajo(E.U.), la cual es responsable de desarrollar investigaciones a fin de proponer estándares de seguridad y salubridad en el trabajo.



Procesos de Extracción.

Por vía húmeda el cadmio se extrae cuando se encuentra en combinación con zinc, el cadmio se disuelve en su mayor parte en ácido sulfúrico; esta solución se purifica para liberarse principalmente del cobre, níquel cobalto y talio que pueden estar presentes, el cadmio se separa sobre cátodos de chapa de aluminio, que giran lentamente; posteriormente el cadmio electrolítico se funde y se forman lingotes.

2.4.2.2 NÍQUEL.

Se trata de un metal duro, blanco plateado dúctil y maleable. El níquel tiene cinco isótopos naturales con masas atómicas de 58, 60, 61, 62, 64. También se han identificado siete isótopos radiactivos, con números de masa de 56, 57, 59, 63, 65, 66 y 67.

Propiedades físicas y químicas.

Símbolo químico Ni

Peso molecular 58.71

Densidad: 8,9 g/ml a 20° C

Punto de ebullición: 2730 C

Punto de fusión: 1453° C

Presión de vapor: .013 Pa a 180°

Es Resiste a la corrosión alcalina y no se inflama en trozos grandes, pero los alambres muy finos pueden incendiarse. Está por encima del hidrógeno en la serie electroquímica; se disuelve con lentitud en ácidos diluidos liberando hidrógeno. En forma metálica es un agente reductor fuerte.



Resumen de reacciones:

- Con aire: Suave; con calor \rightarrow NiO
- Con H₂O: No reacciona
- Con HCl 6M: Suave; \rightarrow H₂ ; NiCl₂
- Con HNO₃ 15M: Se vuelve pasivo
- Con NaOH 6M: No reacciona

Usos

Aleaciones duras, aceros inoxidable; aleaciones que soportan el desgaste y las altas temperaturas se emplean para los motores de los aviones, válvulas, cableado (niquelado), monedas, procesado químico y de alimentos, vasijas, acumuladores.

Procesos de Extracción.

Cuando se usan procesos hidrometalúrgicos para la extracción del Níquel se emplean diferentes solventes para las menas oxidadas de este metal, en procesos de investigación se usan ácidos (sulfúrico, muriático, y nítrico), debido a que estos ácidos fuertes disuelven además del níquel otros componentes, aumenta el consumo de disolvente y estos procesos no son económicos. Para aplicaciones industriales se prefiere usar soluciones de ácido sulfúrico en procesos de autoclave.

2.4.2.3 Diseño.

Las primeras pilas de Níquel inventada por Thomas Edison en 1890, fueron las



celdas recargables de Níquel-Hierro, con un voltaje de 1.2V, compuestas por un cátodo de Hidróxido de Ni y el ánodo es de Hierro, el electrolito que utilizan es el hidróxido de potasio. Las baterías de Ni-Cd fueron diseñadas posteriormente.

Estas baterías se diseñaron originalmente con un cátodo de hidróxido de Níquel sólido y un ánodo sólido de cadmio, pero el uso de un ánodo y un cátodo sólido proporciona densidades energéticas² muy bajas, ya que solo una fracción de los componentes del electrodo están disponibles para el otro.

El diseño del cátodo de Níquel ha variado, uno de los diseños del anterior, consiste en el recubrimiento de una placa de acero con polvo de Níquel, esa tira revestida se pasa por un horno de alta temperatura, provocando que las proyecciones dendríticas del polvo de Níquel se fusionen, esto crea una capa fuerte y altamente porosa de Níquel. El material activo es decir el hidróxido de Níquel se impregna a los poros de la placa de Níquel por uno de dos métodos:

- Impregnación química de la placa con Nitrato de Níquel, el cual se convierte posteriormente en Hidróxido de Níquel, se requieren varios ciclos de este procedimiento para completar la carga del material en los poros de la placa.
- Uso de un proceso electroquímico para convertir una solución acuosa de Nitrato de Níquel directamente a Hidróxido de Níquel, en este caso se requiere únicamente un ciclo.

² Densidad energética: es la cantidad de energía que puede producir una batería en relación a su peso, la cual se mide en Watt hr por Kg



Otro diseño de cátodo, creado en años recientes es el llamado “electrodo de espuma” el cual se hace mecánicamente pegando, comprimiendo o pulverizando mecánicamente el Hidróxido de Níquel, junto con otros aditivos. El aumento de la cantidad de material añadido mediante el aumento de tamaño de los poros, aumenta también la densidad energética de la batería en un 15% o 20%. Ya que la espuma no es un buen conductor de electrones, se añade cobalto y oxido de cobalto al Hidróxido de Níquel.

Para aumentar la densidad total de energía también ha cambiado el diseño del ánodo, existiendo también dos métodos para producir electrodos de Cadmio, el primero consiste en mezclar Hidróxido de Cadmio con un aglutinante y pegando dicha mezcla en una hoja de metal. Se añaden también materiales conductores de electricidad para mejorar su desempeño. El segundo método de producción de ánodo es igual al primer proceso descrito para el cátodo de Níquel.

2.4.2.4 Desempeño

Como se mencionó estas baterías están basadas en un sistema formado por hidróxido de níquel, hidróxido de potasio y cadmio metálico. Poseen ciclos de vida múltiples, pueden ser recargadas hasta 1000 veces y alcanzan a durar decenas de años. No contienen mercurio, los metales níquel y cadmio se encuentran en forma de cristales.

Las características principales de estas pilas que han hecho que se difunda tanto su uso, y sean aplicables a tantos aparatos electrónicos son: el no necesitar mantenimiento de ningún tipo, y su funcionamiento continuo sin importar su posición.

En la figura 2.2 se muestran las partes de una pila de Ni-Cd: electrodo de hidróxido de níquel positivo, y un electrodo negativo de hidróxido de cadmio,



un separador y un electrolito alcalino generalmente KOH, la mayoría de las pilas de este tipo están recubiertas por una funda de metal con una placa selladora equipada con una válvula de seguridad. Los electrodos positivo y negativo, están aislados uno del otro por medio del separador, y se encuentran enredados en espiral dentro de la pila.

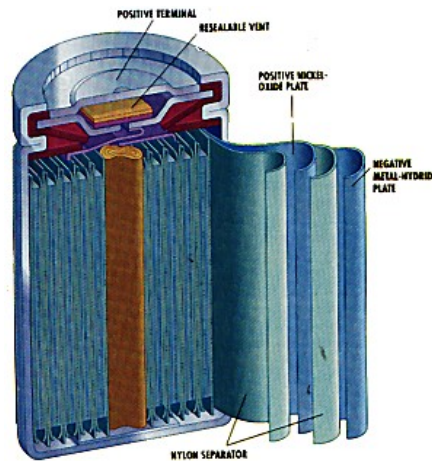


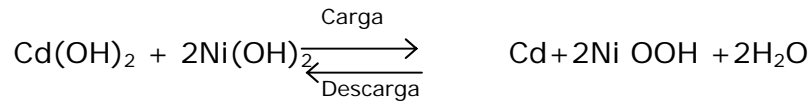
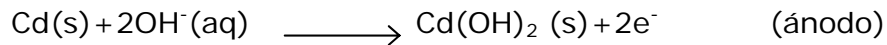
FIG 2.2 ESTRUCTURA DE LAS BATERÍAS NI-CD.

2.4.2.5 Proceso Electroquímico

En las baterías recargables tienen lugar tres reacciones electroquímicas diferentes:

- La reacción de descarga que proporciona potencia eléctrica al dispositivo al que se encuentra conectado la pila.
- La reacción de Carga la cual restablece la potencia eléctrica perdida y
- La reacción en la que se genera gas oxígeno, como resultado de la electrólisis del agua en el electrodo positivo al completarse el proceso de carga, es decir la sobrecarga.

La siguiente es la reacción que tiene lugar en las baterías Ni-Cd.



Estas pilas están diseñadas de tal manera que la capacidad del electrodo negativo es mayor que la del positivo, entonces el gas generado en el electrodo positivo se absorbe por medio de la reacción con la parte sin reaccionar del electrodo negativo, de esta manera la batería puede estar completamente sellada.

Cuando una pila se sobrecarga el electrodo negativo puede producir oxígeno, el cual podría en caso de gran presión escaparse por la válvula de alivio la cual abre en un rango de presión de 120 a 150 psia. A fin de evitar escape de presión tan altos, se han tomado precauciones de seguridad mediante la Masa Antipolar "APM" (Cd/Cd(OH)₂) ubicado en el electrodo positivo, consumiendo el oxígeno generado en electrodo negativo sin desarrollo de H₂.

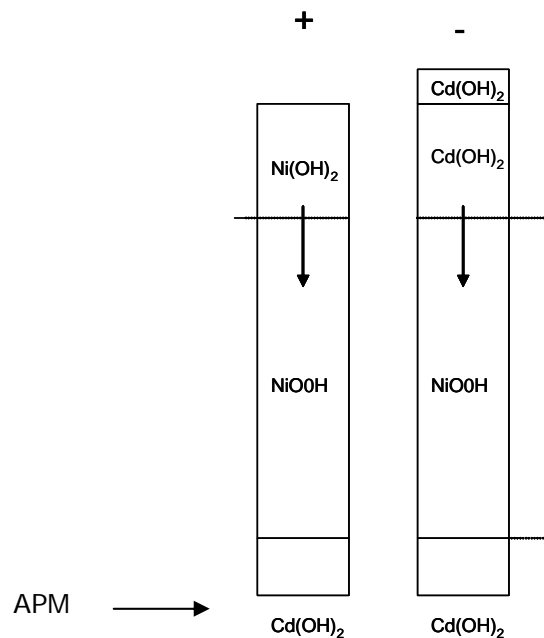


FIGURA 2.3 REACCIONES EN LAS PILAS NI/CD

2.5 Impacto Ambiental.

El funcionamiento de las pilas se basa en un conjunto de reacciones químicas que ya se mencionaron anteriormente, las cuales proporcionan una cantidad de electricidad, que permite el funcionamiento de pequeños motores o dispositivos electrónicos. Las ventajas que proporcionan, van acompañadas de efectos negativos provocados por los compuestos químicos empleados en las reacciones que producen la electricidad, ya que muchos de estos componentes son metales pesados que al ser liberados al medio ambiente producen serios problemas de contaminación. Además, la pila no es energéticamente eficiente, su fabricación consume 50 veces más energía que la que produce. En estudios realizados en Estados Unidos se reporta que las baterías son las responsables; del 93% del Mercurio en la basura doméstica, así como del 47% del Zinc, del 48% del Cadmio, del 22% del Níquel, etc. lo que las sitúa como una fuente de contaminación muy alta.

Las pilas sufren la corrosión de sus carcasas afectadas internamente por sus componentes y externamente por la acción climática y por el proceso de fermentación de la basura, especialmente la materia orgánica, que al elevar su



temperatura hasta los 70° C, favorece las reacciones que liberan los materiales altamente contaminantes. Cuando se produce el derrame de los electrolitos internos de las pilas, arrastra los metales pesados. Estos metales fluyen por el suelo contaminando toda forma de vida (asimilación vegetal y animal).

2.6 Reacciones de Metales con Ácidos.

En general la reacción de un ácido con un metal es una reacción de oxidoreducción en la que el metal se oxida y el ácido se reduce. Muchos metales reaccionan con ácidos oxidándose con hidrógeno. En esta reacción se produce una sal metálica e hidrógeno gaseoso.

El Ácido clorhídrico es un ácido fuerte, por lo que es altamente ionizable. Para algunos metales el hidrógeno es un agente oxidante lo suficientemente fuerte para oxidarlos, esos metales se consideran como más activos que el hidrógeno, y se disuelven en ácidos tales como: HCl y H₂SO₄, existen otros metales menos activos que el hidrógeno y que con estos ácidos permanece sin reaccionar.

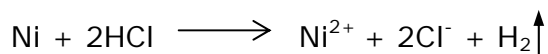
El ácido clorhídrico (HCl) es un ácido conocido como no oxidante, ya que el H⁺ es el único agente oxidante presente en una solución de HCl, y dado que este agente es comparado con muchos otros químicos, es un agente muy débil, las soluciones de HCl tienen habilidades oxidantes muy pobres.

El ácido nítrico es un ácido oxidante, ya que cuando se disuelve da iones H⁺ y NO₃⁻, en este caso el ion nitrato es un agente oxidante mucho más fuerte, y en una reacción con un metal es el ion nitrato el que se reduce; dado lo anterior el HNO₃ es capaz de oxidar metales que el HCl no puede.

Reacciones con ácido clorhídrico (HCl)

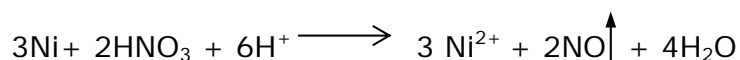


El ácido clorhídrico tanto diluido como concentrado disuelve al níquel.



Reacciones con ácido Nítrico HNO_3

El ácido nítrico diluido y concentrado disuelve fácilmente el níquel en frío



Las sales de níquel II disueltas son verdes debido al color del complejo hexacuoniquelato (II) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

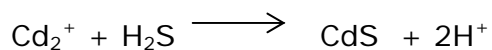
2.7 Métodos de Purificación

2.7.1 Reacciones de Precipitación.

2.7.1.1 Sulfuro de Hidrógeno.

Cuando se tiene una solución de Níquel ácida se emplea la adición de H_2S para separarlo de metales como el Mercurio, Plomo, Bismuto, Cobre, Cadmio, Arsénico, Antimonio y Molibdeno, ya que estos elementos precipitan mientras que el Níquel permanece en Solución

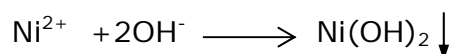
En la reacción del Cd con el Sulfuro de Hidrógeno, se produce el precipitado de sulfuro de cadmio el cual es de un color amarillo característico.





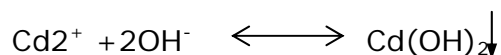
2.7.1.2 Hidróxido de Sodio

En la reacción de Níquel²⁺ con solución de hidróxido de sodio se forma un precipitado verde de hidróxido de níquel (II)



El precipitado es insoluble en exceso de reactivo.

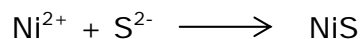
La reacción con hidroxido de sodio con cadmio forma un precipitado blanco de hidroxido de cadmio (II)+



El precipitado que se forma es insoluble, su color y su composición permanecen inalterados por ebullición(Vogel). Los ácidos diluidos disuelven el precipitado por desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.

2.7.1.3 Sulfuro de Amonio

La reacción entre una solución de sulfuro de Amonio y una solución de Níquel neutra o ligeramente alcalina genera un precipitado negro de sulfuro de níquel



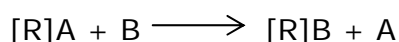
Si se agrega reactivo en exceso se forma una solución coloidal de color marrón.



2.7.2 Intercambio Iónico.

El intercambio iónico es el intercambio reversible de iones entre un sólido y un líquido. En muchos casos en la parte sólida se trata de resinas iónicas, y el líquido es el que se desea tratar.

Las resinas de intercambio iónico tienen la capacidad, en contacto con una solución acuosa, de eliminar selectivamente los iones disueltos, mantenerlos temporalmente unidos en combinación química, y cederlos de nuevo frente a una solución fuerte de regenerante. Las resinas se comportan como un electrolito cualquiera, con la particularidad que todos los grupos reactivos están unidos a un polímero insoluble que forma la matriz de la resina. La acción de intercambio iónico es una reacción reversible. Si designamos a la resina por [R] podemos escribir:



y aplicando la ley de acción de masas se obtiene un coeficiente de selectividad (equivalente a la constante de equilibrio):

$$K_r = \frac{(A) * ([R]B)}{([R]A) * (B)}$$

Que no es exactamente una constante sino que depende de las condiciones experimentales. Aunque la resina tome con preferencia unos iones (A) frente a otros iones (B), al tratarse de una reacción reversible se puede invertir esta tendencia aumentando la concentración de (B) muy por encima de la de (A), este es el fundamento de la regeneración de las resinas.

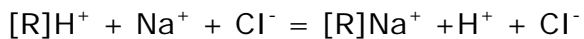
Características de las Resinas Iónicas.

- Actúan selectivamente, de forma que pueden preferir un Ion sobre otro

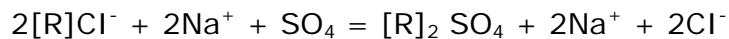


con factores relativos de afinidad de 15 o más.

- La reacción de intercambio iónico es reversible, es decir puede avanzar en dos sentidos.
- En la reacción se mantiene la electroneutralidad. Un Ion simple se intercambiará por otro ion simple. Por ejemplo:



y, similarmente, un ion bivalente necesitará dos iones monovalentes para realizar el intercambio:



Debido a que las resinas se hinchan y contraen según la forma iónica, la referencia al peso es mucho más constante, pero se suele usar la capacidad volumétrica de la forma completamente hinchada, expresada en meq/litro. La capacidad aparente es un valor práctico que indica cuántos iones de la solución pueden ser captados realmente bajo las condiciones específicas de operación.

La capacidad aparente de una resina catiónica para el Na^+ por ejemplo, depende del pH de la solución, de la concentración de Na^+ en la solución y del nivel de regeneración o volumen de regenerarte empleado. Pero, además, situada en el recipiente de intercambio, dependerá de la fuga de ion Na^+ que se considere admisible. Es importante considerar que los vertidos de la regeneración son corrosivos y en general, aún después de mezclarlos, se precisará una neutralización previa al envío del efluente como descarga.

Principales tipos de resinas

La mayoría de las resinas empleadas hoy en día son sintéticas, basadas en un copolímero de estireno-divinilbenceno, tratado apropiadamente para agregarle



los grupos funcionales. La sulfonación da lugar a resinas catiónicas y la aminación a resinas aniónicas. Algunas resinas tienen una matriz acrílica en lugar de estirénica, u otros grupos polimerizados (epoxi, etc.).

Existen cuatro tipos principales:

- catiónica fuerte (CF),
- catiónica débil (CD),
- aniónica fuerte (AF) y,
- aniónica débil (AD).

La diferencia más importante es que las resinas fuertes operan a cualquier pH, pero tienen una capacidad más limitada que las débiles y deben regenerarse más frecuentemente. Su regeneración es ineficiente e implica un alto costo de regenerantes. En cambio, las resinas de carácter débil, además de mayor capacidad, se regeneran casi estequiometricamente, es decir, con un exceso mínimo de regenerantes, pero operan dentro de pH limitados y no captan todos los iones.