

# ELECTROLISIS

## (CLORURO DE SODIO)

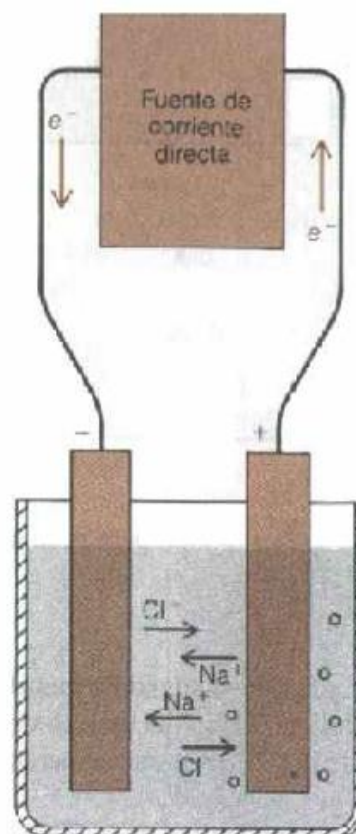
### APLICACIONES DE LA ELECTROLISIS

La electrolisis tiene múltiples aplicaciones en la industria. Obtención de muchos elementos, como el aluminio, el hidrógeno, el magnesio, etc. Se utiliza también para recubrir objetos metálicos con capas de otros metales, con fines decorativos (plateado, niquelado, dorado) o como protección frente a la corrosión. En este caso se obtiene cloro gaseoso y sodio metálico, es la forma más utilizada de obtener estos dos elementos en la industria.

### ELECTROLISIS DEL CLORURO DE SODIO

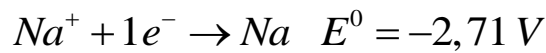
La conducción electrolítica, en la cual la carga es transportada por los iones, no ocurrirá a menos que los iones del electrólito se puedan mover libremente. Por consiguiente, la conducción electrolítica está formada principalmente por sales fundidas y por soluciones acuosas de electrólitos. Por consiguiente, una corriente que pase a través de un conductor electrolítico requiere que el cambio químico acompañe el movimiento de los iones.

Estos principios de conducción electrolítica se ilustran mejor refiriéndonos a una pila electrolítica, tal como la representa la figura. Para la electrólisis del **NaCl** fundido entre electrodos inertes (los electrodos inertes no participan en reacciones de electrodos). La fuente de corriente envía electrones hacia el electrodo izquierdo (cátodo), el cual por lo tanto puede considerarse cargado negativamente. Los electrones salen del electrodo de la derecha, el electrodo positivo (ánodo). En el campo eléctrico así producido, los iones de sodio (cationes), son atraídos hacia el polo negativo (cátodo). La carga eléctrica en la conducción electrolítica es transportada por los cationes que se mueven hacia el **cátodo** y los aniones que se mueven en dirección opuesta hacia el **ánodo**.

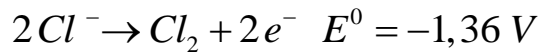


## REACCIONES EN LOS ELECTRODOS

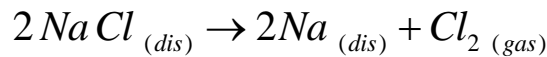
En el **cátodo** ocurre la reducción del catión sodio:



En el **ánodo** ocurre la oxidación del anión cloruro:

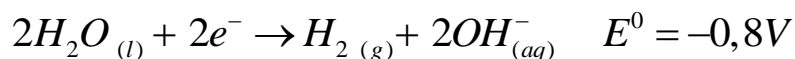
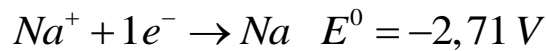


La suma adecuada de estas dos ecuaciones parciales de la reacción para toda la pila es:

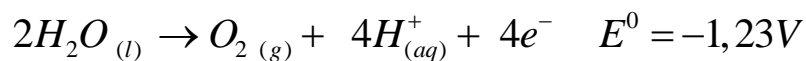
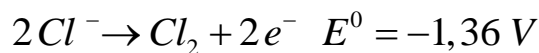


Si en lugar de NaCl fundido, se pone en la cuba electrolítica NaCl disuelto en agua, en cada electrodo hay dos posibles reacciones:

En el **cátodo** el protón tiene mayor tendencia a reducirse que el ion sodio, luego será este el que se reduzca.



En el **ánodo** ocurre la oxidación del anión cloruro, porque tiene mayor tendencia a oxidarse que el agua, luego la reacción que ocurra:



El resultado de la electrolisis es la obtención de cloro gas en el ánodo y de hidrógeno gaseoso en el cátodo.

Podemos trazar el flujo de la carga negativa a través del circuito de la figura como sigue: los electrones dejan la fuente de corriente y son enviados al cátodo donde son recogidos y reducidos los iones sodio que han sido atraídos a este electrodo negativo. Los iones cloruro se mueven del cátodo hacia el ánodo y así transportan carga negativa en esta dirección. En el ánodo, los electrones son removidos de los iones cloruro, oxidándolos a cloro gaseoso. Estos electrones son sacados de la pila por la fuente de corriente. En esta forma, se completa el circuito.

La conducción electrolítica se basa entonces sobre la movilidad de los iones y cualquier cosa que inhiba el movimiento de estos origina una resistencia a la corriente. Los factores que influyen en la conductividad eléctrica de las soluciones de electrolitos incluyen atracciones interiónicas, solvatación de iones y viscosidad del disolvente. Estos factores se fundamentan sobre atracciones soluto-soluto y soluto-disolvente e interacciones disolvente-disolvente, respectivamente. El promedio de energía cinética de los iones soluto aumenta a medida que se eleva la temperatura y, por consiguiente, la resistencia de los conductores electrolíticos disminuye por lo general a medida que se aumenta la temperatura.