

# ELECTROLISIS

## 1. OBJETIVOS

- 1.1 Observar como la electrolisis transforma la energía eléctrica en energía química.
- 1.2 Depositar un elemento metálico en un electrodo mediante la técnica de electrolisis.
- 1.3 Determinar la constante de Faraday.

## 2. FUNDAMENTO TEÓRICO

La **electrólisis** es el nombre que recibe el proceso mediante el cual la energía eléctrica se emplea para producir cambios químicos; mediante una reacción redox no espontánea, donde se hace pasar una corriente eléctrica. Se lleva a cabo en un contenedor llamado cuba electrolítica.

La electrolisis es uno de los principales métodos químicos de separación. La principal ventaja del método electrolítico consiste en que no es necesario aumentar la temperatura para que la reacción tenga lugar, evitándose pérdidas energéticas y reacciones secundarias. Industrialmente es uno de los procesos más empleados en diferentes áreas, como por ejemplo en la obtención de elementos a partir de compuestos (cloro, hidrógeno, oxígeno), la purificación de metales (el mineral metálico se disuelve en ácido, obteniéndose por electrólisis el metal puro) o la realización de recubrimientos metálicos protectores y/o con fines decorativos, como es el caso del niquelado. A continuación se menciona la definición de algunos términos empleados en el proceso de electrodeposición:

- **El electrodeposito** es el depósito catódico obtenido por el paso de una corriente eléctrica en una célula electrolítica.
- **Un electrodo** es el componente de un circuito eléctrico que conecta el cableado del circuito a un medio conductor como un electrolito. El electrodo positivo es llamado ánodo y el electrodo negativo es llamado cátodo.
- **El electrolito** es la sustancia iónica que en solución se descompone al pasar la corriente eléctrica.

### PROCESO ELECTROLÍTICO

El proceso electrolítico consiste en hacer pasar una corriente eléctrica a través de un electrolito, entre dos electrodos conductores denominados ánodo y cátodo. Donde los cambios ocurren en los electrodos. Cuando conectamos los electrodos con una fuente de energía (generador de corriente directa), el electrodo que se une al polo positivo del generador es el ánodo y el electrodo que se une al polo negativo del generador es el cátodo.

Una reacción de electrólisis puede ser considerada como el conjunto de dos medias reacciones, una oxidación anódica y una reducción catódica (Figura 1).

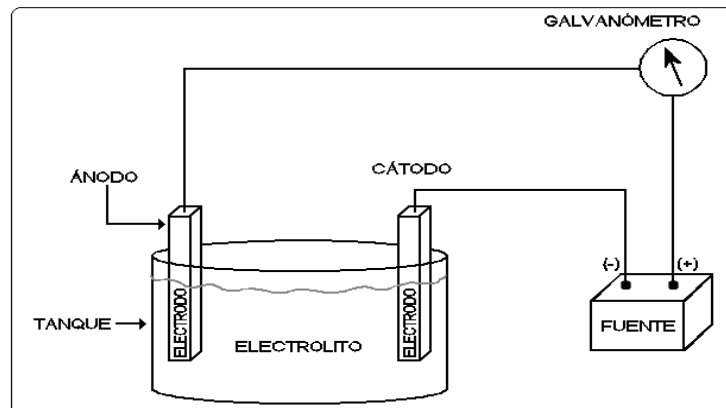


Figura 1 Elementos que intervienen en un proceso electrolítico.

Para explicar las reacciones en los electrodos, se considerará al cloruro de sodio fundido, porque sólo contiene dos tipos de iones. Se utilizan electrodos inertes; que significa que no reaccionan químicamente con los iones sodio y cloruro. Los iones de sodio (+) o cationes, son atraídos hacia el electrodo negativo (cátodo). El cátodo se hace negativo por la acción de la fuente que le bombea electrones (Figura 2).

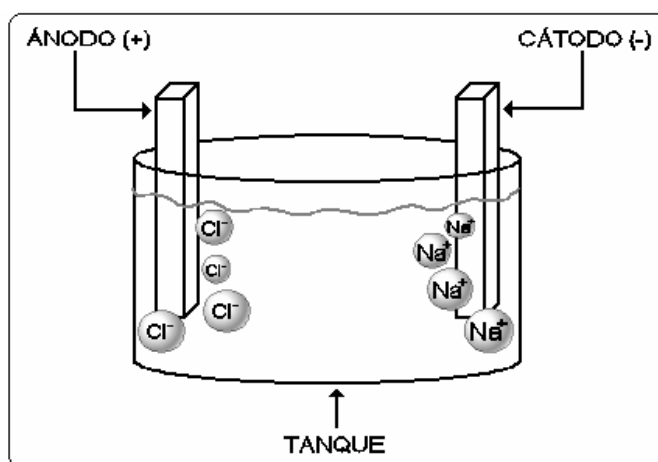


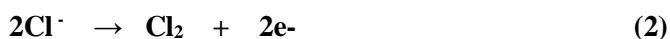
Figura 2. Movimiento de los iones hacia los electrodos.

Los electrones del cátodo están en un estado de elevada energía potencial. El ion sodio tiene carga positiva, esto significa que atrae electrones y que un electrón de un átomo de sodio tendría una menor energía potencial que un electrón del cátodo. Por lo tanto los electrones del cátodo se desplazan hacia el catión, por diferencia de energía potencial. En el cátodo los iones de sodio se convierten en átomos de sodio por adición de un electrón. Este es un cambio químico y puede representarse con la siguiente ecuación:

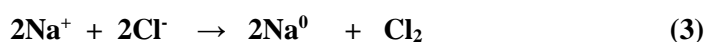


Este cambio químico representa una ganancia de electrones, por lo tanto el sodio se reduce y pasó a estado metálico, en consecuencia, el cambio químico que siempre ocurre en el cátodo es de reducción.

El ánodo es positivo ya que la fuente le bombea electrones fuera de él y además atrae iones cloruro (-) o aniones. En el ánodo los electrones poseen baja energía potencial. En cambio los electrones externos del ion cloruro se encuentran en un estado de potencial elevado. Cuando los iones cloruro llegan al ánodo le proporcionan electrones a este. Los electrones pasan de un estado de energía potencial elevada a uno de baja energía potencial. El cambio ocurrido en el ánodo puede representarse con otra ecuación:



Los iones cloruro pierden electrones transformándose en átomos de cloro, los cuales a su vez forman moléculas de cloro gaseoso. La reacción anódica siempre es de oxidación. Las reacciones de oxidación y reducción ocurren simultáneamente, pero por separado, pues ocurren en diferentes puntos. La fuente no produce electrones, sólo los transporta de un lugar a otro, así los electrones que la fuente suministra al cátodo, provienen del ánodo. La función de la fuente es elevar la energía potencial de los electrones del cátodo. Estas reacciones de electrodo se llaman semi-reacciones, y la reacción global de la electrólisis del cloruro de sodio es:



La naturaleza de las reacciones del electrodo depende de la diferencia de potencial o voltaje aplicado.

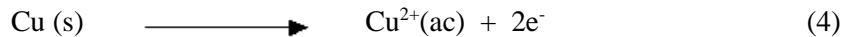
## ELECTRODEPOSICION DEL COBRE

En una celda electrolítica se produce una reacción redox no espontánea suministrando energía eléctrica al sistema por medio de una batería o una fuente de alimentación. La batería actúa como una bomba de electrones, arrancándolos del ánodo y empujándolos al interior del cátodo. Dentro de la celda, para que se mantenga la electroneutralidad, debe ocurrir un proceso que consuma electrones en el cátodo y que los genere en el ánodo. Este proceso es una reacción redox.

En el cátodo tendrá lugar la reducción de un ion al aceptar éste los electrones remitidos desde el ánodo, en el ánodo se generan electrones debido a la oxidación de un metal u otra sustancia.

El metal sobre el que se va a producir el depósito de cobre se coloca como cátodo. El electrolito es una disolución de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) que aporta  $\text{Cu}^{2+}$ . Por último, el ánodo es un electrodo de cobre a cuyos átomos la batería arranca electrones, cargando positivamente este electrodo y generando nuevos iones de cobre.

La batería al arrancar electrones del cobre anódico, ocasiona oxidación de este metal:



Los electrones llegarán al cátodo impulsados por la batería. Una vez allí, reducirán a los iones cúpricos presentes en el electrolito:



De esta manera, en el cátodo se va formando un precipitado de cobre que se deposita como una fina capa de color rojizo en la superficie de la placa.

## LEYES DE FARADAY

Las leyes de Faraday constituye el principio fundamental de la electrólisis. Con las ecuaciones de esta ley se puede calcular la cantidad de metal que se ha corroído o depositado sobre otro, mediante un proceso electroquímico durante cierto tiempo, y se expresa en los siguientes enunciados:

### Primera ley:

“La cantidad de cualquier elemento (radical o grupo de elementos) liberada ya sea en el cátodo o en el ánodo durante la electrólisis, es proporcional a la cantidad de electricidad que atraviesa la solución”.

$$m = \varepsilon Q = \varepsilon It \quad (6)$$

Donde:

$m$  = cantidad de metal que se ha corroído o depositado [g]

$Q$  = cantidad de carga [C]

$I$  = corriente [A]

$t$  = tiempo que dura el proceso [s]

$\varepsilon$  = Constante de proporcionalidad (equivalente electroquímico) y es la cantidad de electrolítico descompuesto o de sustancia liberada por un coulomb de carga. Es decir:

$$\varepsilon = \frac{m}{Q} = \frac{m}{it} \quad (7)$$



#### 4. MATERIALES E INSTRUMENTOS ( )

Materiales	Instrumentos	Precisión

#### 5. PROCEDIMIENTO Y DATOS EXPERIMENTALES ( )

##### Precauciones

- No poner en contacto los electrodos ni los bornes de conexión cuando la fuente de alimentación esté conectada.
- Mirar las indicaciones de la etiqueta de los productos utilizados en la experiencia para mantener las medidas de seguridad.
- Al concluir los procesos experimentales, los electrodos deberán limpiarse con agua destilada.

5.1 Seleccionar dos electrodos de cobre, pesarlos y diferenciarlos como ánodo y cátodo respectivamente.

$$m_{ai} = \dots\dots\dots \pm \dots\dots\dots$$

$$m_{ci} = \dots\dots\dots \pm \dots\dots\dots$$

5.2 Conectar los dos electrodos a sus respectivos terminales de la fuente de alimentación: Ánodo al terminal positivo y cátodo al negativo de la fuente.

5.3 Preparar una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  a 0,5 Molar.

5.4 Sumergir los electrodos en dicha disolución acuosa cuidando que no entren en contacto.

5.5 Activar simultáneamente la fuente de alimentación y el cronómetro; regular el voltaje a fin de conseguir una intensidad de . . . . . A.

5.6 El paso de la corriente produce un depósito de cobre en el cátodo, incrementando su masa hasta  $m_{cf}$  y una disminución de masa en el ánodo hasta  $m_{af}$ . Mediremos la masa de cobre ( $m_c$ ) depositada en el cátodo para . . . . . segundos.

5.7 Medir también de manera progresiva la corriente eléctrica cada . . . . . minutos hasta los . . . . . minutos. Coloque los datos en la tabla 1.

Tabla 1.

N	$m_c = (m_{cf} - m_{ci})(g)$	$m_a = (m_{af} - m_{ai})(g)$	t(s)	I(A)	$I_m(A)$
1			180		
2			300		
3			420		
4			540		
5			660		
6			900		
7			1020		
8			1140		
$\Sigma$					

**6. PROCESAMIENTO Y ANÁLISIS ( )**

6.1 Con los datos de la Tabla 1 construya la Tabla 2. Grafique  $m_c$  vs  $t$ .

Tabla 2

N	$m_c$ (g)	$m_a$ (g)	t(s)	$I_m$ (A)
1			180	
2			300	
3			420	
4			540	
5			660	
6			900	
7			1020	
8			1140	
$\Sigma$				

6.2 Determine el intercepto y la pendiente de la recta graficada en el ítem anterior

A = ..... B = .....

Ecuación de la recta : .....

6.3 Omitiendo el intercepto, A, la ecuación anterior es similar a la ecuación (9). Igualando los coeficientes de t en ambas ecuaciones y despejando encuentre una expresión para calcular la constante de Faraday.

F = .....

**Análisis estadístico**

6.4 Use una calculadora científica o un procesador de datos por computadora (Excel o Microcal Origin) y determine los valores estadísticos de A y B

A = ..... B = .....

Ecuación de la recta .....

6.5 Con los datos del ítem anterior y la ecuación (4) del fundamento teórico, determine el valor de la constante de Faraday

F = ..... ± .....

6.6 Encuentre el error absoluto y porcentual en la medición de F respecto al valor bibliográfico F = 96500 [A.s/mol]

$\Delta F$  = ..... e% = .....





8.3. ¿Qué reacción se produce en el ánodo? ¿Y en el cátodo? Explique.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

**9. BIBLIOGRAFÍA (                    )**

*Autor, título, editorial,, edición, fecha, página)*

.....

.....

.....

.....

**10. CALIDAD Y PUNTUALIDAD (                    )**