

Química 63.01 C  
Trabajo Práctico n.º 7  
Electrólisis

Leandro Wirth      Leandro Barutta Sosa  
Guillermo Nicotera      Iñaki García Mendive

1 de Diciembre de 2008

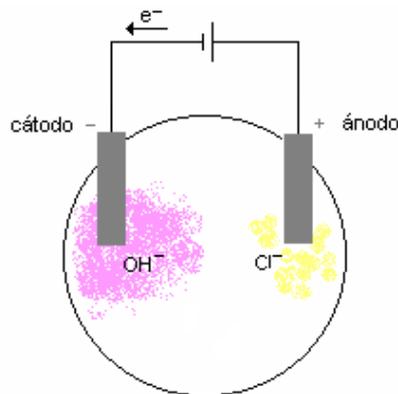


Figura 1: Sistema utilizado para determinar la polaridad de una fuente de corriente continua

## 1. Determinación de la polaridad de una fuente de corriente continua

1. El sistema utilizado se ilustra en la figura 1.
2. El sistema utilizado —junto con el movimiento de electrones, de iones, la polaridad de los electrodos y la polaridad de la fuente— se ilustra en la figura 1.
3. Ecuaciones correspondientes a las reacciones anódica y catódica:



## 2. Electrólisis de una solución de ioduro de potasio

1. El esquema completo del dispositivo utilizado se aprecia en la figura 2.
2. Las siguientes son las semiecuaciones redox que corresponden a las reacciones que ocurren en la superficie de cada uno de los electrodos:



3. **Ánodo** la zona anódica se tornó amarillenta. Luego, con el agregado de almidón se observó una coloración azul/violeta oscuro, que delata la presencia de yodo (ec. 3).

**Cátodo** se observaron burbujas de gas desprendiéndose del electrodo. Con el agregado de fenolftaleína, la solución se tornó rosa, indicando la presencia de oxhidrilos (ec. 4).

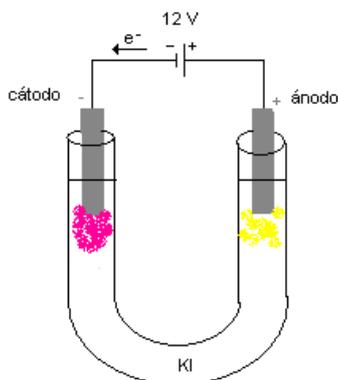


Figura 2: Dispositivo utilizado en la electrólisis de una solución de ioduro de potasio

Lo que observamos en esta experiencia fue que en el ánodo la solución comenzaba a volverse amarilla, extendiéndose luego esta coloración por toda la rama del tubo. Mientras, en el cátodo pudimos ver que se formaban pequeñas burbujas y que la solución —con el agregado de fenolftaleína— presentaba una coloración fucsia.

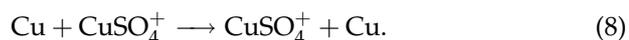
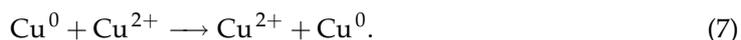
Para comprender lo sucedido, extrajimos de la rama anódica cuatro gotas de la solución amarilla, agregamos 10 ml de agua destilada y tres gotas de almidón: la solución se volvió azul.

Podemos concluir entonces que lo que sucedió fue que en el cátodo se redujo el medio (liberándose hidrógeno gaseoso y aniones oxhidrilo) y que en el ánodo los iones  $I^-$  se oxidaron, dando moléculas de yodo ( $I_2$ ).

### 3. Electrólisis de una solución de sulfato (IV) de cobre (II)

#### 3.1. Ánodo atacable

1. El esquema de la celda electrolítica con ánodo atacable se aprecia en la figura 3.
2. Las ecuaciones parciales anódica y catódica, y las ecuaciones iónica (7) y molecular (8) son las siguientes:



3. En la ecuación 7 claramente se ve que la concentración de iones  $Cu^{2+}$  no varía. Como consecuencia, tampoco debería variar la coloración del electrolito, como efectivamente verificamos en la experiencia.

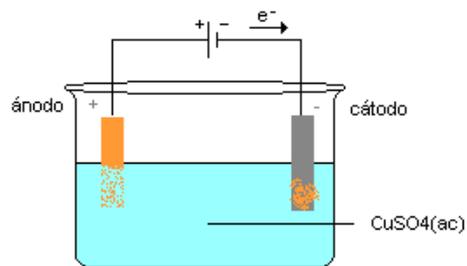


Figura 3: Celda electrolítica con ánodo atacable

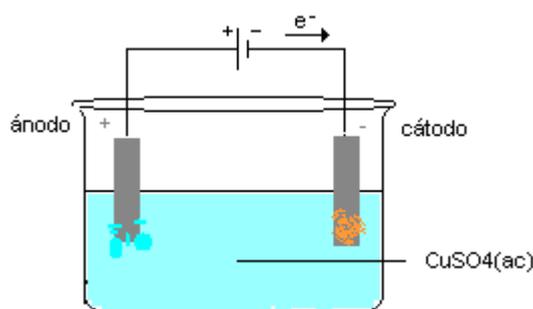


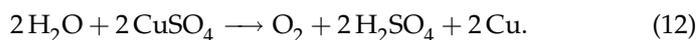
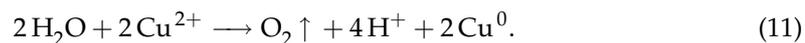
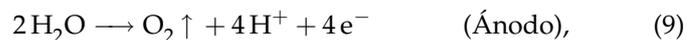
Figura 4: Celda electrolítica con ánodo inatacable

4. En este caso (el de ánodo atacable), un ejemplo de uso industrial es la obtención de cobre de alto grado de pureza (99,9%), que es justamente aquél que se deposita en el cátodo de acero inoxidable (precipitando las impurezas al fondo del recipiente).

Otro ejemplo podría ser el cobreado de objetos, funcionando éstos como cátodos donde se deposite el metal.

### 3.2. Ánodo inatacable

1. El esquema de la celda electrolítica con ánodo inatacable se aprecia en la figura 4.
2. Las ecuaciones parciales anódica y catódica, y las ecuaciones iónica (11) y molecular (12) son las siguientes:



3. Como consecuencia de lo sintetizado en la ecuación 12, se comprende que la concentración de iones  $\text{Cu}^{2+}$  disminuirá a medida que continúe la circulación de corriente, por efecto de la deposición del cobre en el cátodo.

Lo que se espera —y, de hecho, lo que se observó— es una disminución progresiva en la intensidad del color del electrolito.

4. En el caso de un ánodo inatacable, un ejemplo de uso industrial es la obtención de oxígeno. ■