

TRABAJO PRÁCTICO N° 18:

ELECTROQUÍMICA

1. Objetivo General

- Realizar la electrólisis de una disolución de yoduro de potasio e integrar métodos cuantitativos de análisis para la determinación de las sustancias obtenidas.

2. Objetivos Específicos

- Identificar los términos “celda”, “electrodo”, “cátodo”, “ánodo”
- Describir la diferencia entre celdas electrolíticas y pilas celdas voltaicas (galvánicas)
- Distinguir las semirreacciones de oxidación y reducción y saber en qué electrodo tiene lugar cada una de ellas en las celdas electrolíticas y en las celdas (pilas) voltaicas (galvánicas)
- Escribir las semirreacciones y reacciones globales de celda del proceso de electrólisis
- Interpretar los potenciales estándar de reducción y utilizarlos para calcular el potencial de una celda y la espontaneidad de una reacción.
- Articular conceptos claves con las técnicas de análisis cuantitativo para determinar las cantidades de sustancia obtenidas experimentalmente.

4. Materiales y Reactivos

Materiales

- | | | |
|------------------------|-----------------------|---------------------|
| • Tubo de vidrio en U | • Matracas Erlenmeyer | • Matracas aforados |
| • Barras de grafito | • Algodón | • Pipetas de vidrio |
| • Vasos de precipitado | • Varilla de vidrio | • Multímetro |
| • Soporte universal | • Piseta | |
| • Pinzas | • Buretas | |

Reactivos

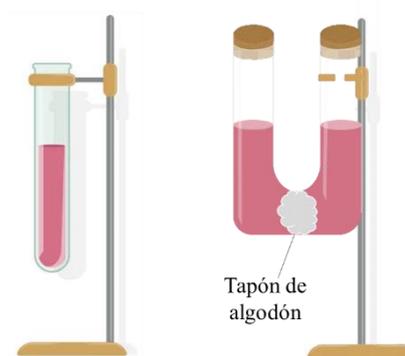
- | | | |
|---------------------|-----------------------|--------------------------|
| • Agua destilada | • Sulfito de sodio | • Ácido clorhídrico |
| • Yoduro de potasio | • Tiosulfato de sodio | • Sulfato de hierro (II) |
| • Fenolftaleína | • Hidróxido de sodio | |

5. Técnica operatoria

Experiencia 1: Electrólisis de solución de yoduro de potasio

Tome un tubo en forma de U e introduzca una cierta cantidad de algodón en el centro del tubo con ayuda de la varilla para formar un tapón. Sujete el tubo en el soporte con la pinza, como se muestra en la Figura. Llene el tubo en U hasta la marca con la solución de yoduro de potasio 1M. Introduzca los electrodos de grafito, sujete la pinza al electrodo (entrada) marcado como **ánodo** y el cable negro al COM del multímetro. El cable rojo se conecta al multímetro en la salida de 10A y la pinza del otro extremo va conectada al cátodo. Se selecciona en el multímetro la escala 10A.

Una vez hechas las conexiones y cerrado el circuito, aliste el cronómetro. Conecte la fuente al tomacorriente e inmediatamente se observa el desprendimiento de burbujas en el cátodo y la aparición de una coloración roja en el ánodo (yodo). Inicie el cronómetro al momento de conectar la fuente al tomacorriente. Anote el valor de la intensidad de corriente, ya que se utilizará para calcular la cantidad de sustancias formadas. Mantenga la electrólisis por aproximadamente 10 minutos.



Lectura del multímetro (A)	
Tiempo (min)	
Tiempo (s)	

Experiencia 2: Análisis químico de las soluciones obtenidas por electrólisis

Mientras se lleva a cabo la reacción electrolítica, acondicione una bureta para un sistema de titulación con una solución de HCl y otra con una solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, según las indicaciones de los docentes.

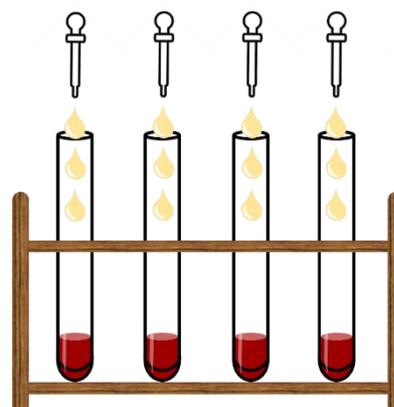
Pasados los 10 minutos, desconecte la fuente de alimentación, detenga el cronómetro, apague el multímetro y desmonte la celda. Vierta la solución anódica y catódica en sendos vasos de precipitado.

2.1. Análisis cualitativo de las soluciones obtenidas

En un tubo de ensayo tome aproximadamente 1 mL de la solución catódica y añada unas gotas de fenolftaleína. Proponga la ecuación química que demuestre el cambio en la coloración de la fenolftaleína.

Mida exactamente 25 mL de la solución anódica y transfíralos a un matraz aforado de 100 mL, complete el volumen con agua destilada. De esta solución diluida tome aproximadamente 2 mL con una pipeta Pasteur y vierta en cuatro tubos de ensayo y agregue 1 mL de las soluciones que se indican en la Figura, agite y observe lo que ocurre. ¿Cuáles reacciones son espontáneas y cuáles no? Proponga las reacciones que ocurren y que demuestren el comportamiento del yodo con estas sustancias.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ Na_2SO_3 NaOH FeSO_4



2.2. Análisis cuantitativo de la solución anódica

Transfiera 25 mL de la solución anódica diluida previamente preparada a un matraz Erlenmeyer y proceda a realizar la titulación gota a gota con solución de tiosulfato de sodio hasta que la solución adquiera un tono amarillo claro. Con ayuda de una pipeta Pasteur añada unas gotas de solución de almidón (observará la aparición de un color azul) y continúe con la titulación hasta la completa desaparición del color. Registre el volumen de solución de tiosulfato de sodio gastado y calcule la cantidad de yodo obtenido en la celda electrolítica (en molaridad). Tenga en cuenta las diluciones realizadas a la solución original. Repita este procedimiento tres veces para obtener una verificación de los resultados por promedio.

2.3. Análisis cuantitativo de la solución catódica

Mida exactamente 25 mL de la solución catódica y transfíralos a un matraz Erlenmeyer y añada dos o tres gotas de solución de fenolftaleína. Proceda a realizar la titulación gota a gota con solución de ácido clorhídrico hasta que la solución pierda por completo su color. Repita este procedimiento 3 veces y calcule la cantidad de iones producidos en la reacción electrolítica.

2.4. Cálculo de la eficiencia de la celda electrolítica

Usando los valores de la intensidad de la corriente y el tiempo de reacción calcule la cantidad teórica de las sustancias acuosas y gaseosas obtenidas en la reacción electrolítica.

Calcule el volumen de gas obtenido en condiciones estándar expresado en litros y mililitros.

Con ayuda de los valores teóricos y los resultados experimentales calcule el rendimiento o eficiencia de la celda electrolítica.