

Reacciones de oxidación-reducción.

Sig: CC 4

Registro: 60247

CRP del Segrià

v. **Objetivo.**

Verificar, experimentalmente, la existencia de corriente iónica y electrónica en el electrolito durante la oxido-reducción

2. Material.

- Voltímetro (conexión 2 V).
- 2 Vasos de precipitados.
- Conexiones con pinzas para electrodos.
- 2 Electrodo de carbón.
- Probeta graduada.
- 30 ml de solución de cloruro férrico.
- 30 ml de solución de yoduro potásico
- 1 ml de solución indicadora de almidón.

to intercalando una lamparilla de 1,5 V, o mejor un voltímetro, para comprobar el paso de electrones.

Observa las indicaciones del galvanómetro y lo que pasa en la solución de yoduro potásico.

Agrega unas gotas de solución indicadora al yoduro potásico.

- ¿Qué cambios observas?

Explica lo que ha pasado.

¿Cuál es el agente oxidante?

3. Método operatorio.

3-5-99

Prepara una solución de cloruro férrico en un vaso y una de yoduro potásico en otro. Coloca un puente salino de conexión entre ambos, e introduce en cada uno de ellos un electrodo de carbón. Cierra el circui-

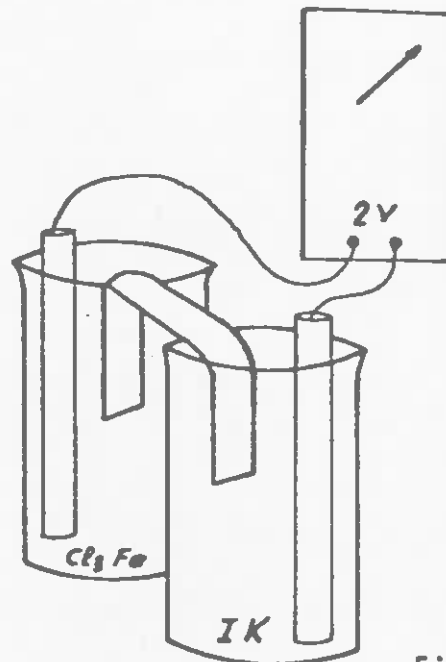


Fig. 1.

¿Cuál es el agente reductor?

¿Obtendrías el mismo resultado si combinas una solución de cloruro férrico con otra de yoduro potásico en un mismo vaso? Averigüalo por ti mismo.

Este experimento puedes repetirlo, utilizando permangato o dicromato potásico en lugar de cloruro férrico y cloruro estannoso en lugar de yoduro potásico.

Anota tus conclusiones.



(3172)

FICHA DEL ALUMNO N.º 41

Reacciones de oxidación-reducción
Experiencia 41. Demostración semi-cuantitativa de las reacciones de oxido-reducción

1. Objetivo.

Demostración experimental de forma semi-cuantitativa de las reacciones de oxido-reducción.

2. Material.

- Voltmetro (conexión 2 V).
- 2 Vasos de precipitados
- 2 electrodos.
- Conexiones con pinzas para electrodo
- Probeta graduada.
- 30 ml de solución 1 M de yoduro potásico.
- 30 ml de solución 1 M de cloruro férrico.
- 30 ml de solución 1 M de permanganato potásico.
- 30 ml de solución 1 M de dicromato potásico en sulfúrico diluido.

- 30 ml de solución 1,5 M de permanganato potásico.
- 30 ml de solución 0,5 M de permanganato potásico.
- 30 ml de solución 0,1 m de permanganato potásico.

3. Método operatorio.

Repita el experimento anterior, intercalando en el circuito un galvanómetro y utilizando cada vez uno de los vasos las siguientes soluciones

- 1.º Solución molar (M) de cloruro férrico $FeCl_2$
- 2.º Solución molar (M) de permanganato potásico $KMnO_4$
- 3.º Soluci de dicromato potás

Y en el otro vaso siempre una solución molar (M) de yoduro potásico KI.

Anota en cada caso los valores registrados en el galvanómetro.

A continuación, repite el ensayo, utilizando en el primer vaso, sucesivamente cada vez, sólo permanganato potásico, pero a concentraciones distintas

Ejemplo:

- 1.º Solución 1,5 M de permanganato potásico.
- 2.º Solución 0,5 M de permanganato potásico.
- 3.º Solución 0,1 M de permanganato potásico.

En el segundo vaso utiliza siempre, en cada caso, una solución molar (M) de yoduro potásico.

- ¿Qué conclusiones sacas de la comparación de estos dos experimentos?

- ¿Qué valores registraba el galvanómetro en ambos experimentos?

- ¿Qué explicación das en cada caso?

Indica en cada experimento cuáles eran:

El agente oxidante.

El agente reductor.

- ¿Quién se oxidaba y quién se reducía?

Anota tus conclusiones.

FICHA DEL ALUMNO N.º 42

Reacciones de oxidación-reducción.
Experiencia 42. Demostración semi-cuantitativa de la serie electroquímica.

1. Objetivo.

Verificación experimental de forma semi-cuantitativa de la serie electroquímica.

2. Material.

- 2 Vasos de precipitados
- 2 Soportes porta-electrodos.
- Ampero-voltímetro.
- Electrodo de carbón.
- Electrodo de cobre.
- Electrodo de aluminio.
- Electrodo de zinc.
- Cables y pinzas de electrodo
- 100 ml de solución 1 M de sulfato de cobre.
- 100 ml de solución 1 M de sulfato de aluminio.

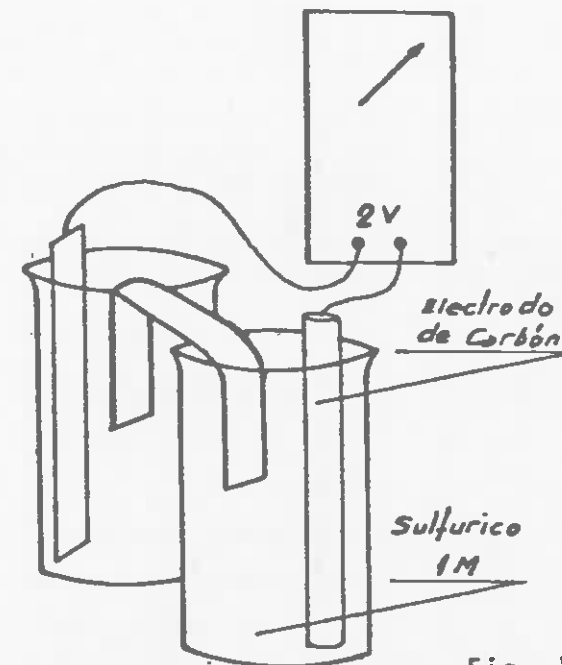


Fig. 1.

3. Método operatorio.

Efectuar el montaje eléctrico según el esquema de la figura 1 teniendo presente de conservar las polaridades convenientes en los electrodos. La escala de tensiones a medir en el ampero-voltímetro debe ser de 2 V.

Usar sucesivamente cada vez en el vaso los siguientes electrodos y soluciones:

- 1.º Lámina de cobre y solución molar (M) de sulfato de cobre.
- 2.º Lámina de aluminio y solución molar (M) de sulfato de aluminio.
- 3.º Lámina de zinc y solución molar (M) de sulfato de zinc.

En el otro vaso, usar siempre una barrita de carbón y solución molar de ácido sulfúrico.

En cada caso, deben anotarse los valores registrados en el voltímetro.

Prueba a repetir este experimento, cambiando ahora la posición de conexión de la pila.

- ¿Qué cambios observas?
- ¿Cómo varía el peso del electrodo de cobre cuando actúa como cátodo (-) o como ánodo (+).
- En los experimentos anteriores ¿cómo puedes demostrar el cobre transportado que se deposita procede de los electrodos de cobre o de la disolución de sulfato de cobre?
- ¿Cómo procederás si usas un electrodo de cobre, otro de zinc, y una solución de sulfato de cobre y deseas recubrir el zinc de un baño de cobre (cobreado)?
- ¿Con qué polo de la pila conectarías el electrodo de zinc?

Electrolisis.

Experiencia 43. Movimiento de iones durante la electrolisis

1. Objetivo.

Verificar experimentalmente que los iones se trasladan recorriendo distancias considerables a través de la solución electrolítica.

2. Material.

- 2 Vasos de precipitados
- 2 Puentes porta-electrodos.
- 2 electrodos de carbón.
- Tubo en U
- Fuente de alimentación.
- 4 gr de gelatina (o agar-agar).
- Indicador universal (papel.)
- 30 ml de sulfúrico diluido.

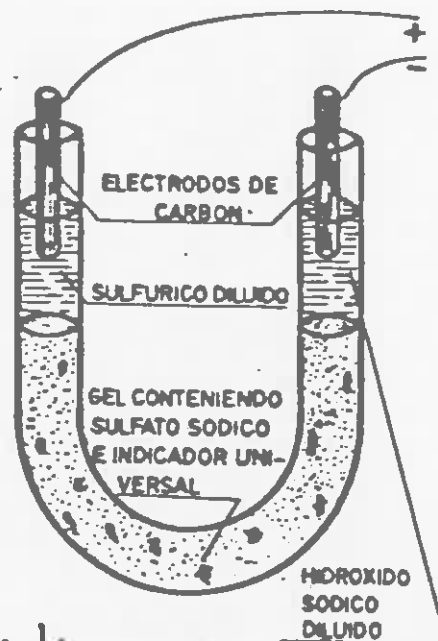


Fig. 1.

3. Método operatorio.

— ¿Cómo podrías demostrar que los iones se trasladan recorriendo distancias considerables a través de la disolución?

Para ello puedes tomar dos vasos, conteniendo uno de ellos sulfúrico diluido y el otro hidróxido sódico diluido, uniendo ambos por un puente de sal de sulfato sódico y añadiendo en cada uno, una gota o papel de indicador universal. El vaso con ácido se coloreará en rojo y el de hidróxido sódico en azul. Al introducir en ellos dos electrodos de carbón (el polo + en el sulfúrico y el - en el hidróxido), y pasar una corriente de 6 V, se verá cómo los dos colores avanzan aproximándose, por el puente de sal.

— ¿Qué iones se trasladan por cada extremo del puente salino?

Disuelve en agua caliente unos trozos de gelatina, o de agar-agar, para producir un gel y añade, cuando esté casi fría la solución, una pequeña cantidad de sulfato sódico y unos 10 trocitos pequeños de papel indicador universal o unas gotas de indicador universal, para que se distribuyan uniformemente por el gel. El color verde del indicador significa que la solución es neutra.

Llena el tubo en U hasta aproximadamente la altura que indica la fig. 1.

Una vez frío, echa sobre una de las bocas del tubo 2 ó 3 mililitros de solución diluida de hidróxido sódico, e igual cantidad de sulfúrico diluido en la otra boca.

— ¿Se produce cambio de color en el indicador situado en el gel?

Seguidamente, coloca dos electrodos de carbón, cuidando de conectar el hilo del sulfúrico al polo + de la pila y el hilo del hidróxido al polo - y haz pasar corriente eléctrica de 6 V (fig. 2).

Observa al cabo de unos minutos el cambio de color que se va produciendo en el indicador situado en el interior del gel.

— ¿Cómo interpretas el hecho de que ahora se produce cambio de color en el indicador?

— ¿Puede explicarse el color violeta como debido al movimiento de los iones OH⁻ a través del gel neutro hacia el polo +?

— Análogamente ¿puede explicarse el color rojo por el movimiento de los iones H⁺ a través del gel neutro hacia el polo-?

— ¿Estás de acuerdo en que los iones no se mueven por sí mismos, sino bajo la acción del campo eléctrico creado entre los polos (+) y (-) de los electrodos?

— ¿Observas en las proximidades del polo positivo (ánodo) algún cambio de color en el papel universal?

- ¿Qué indica el enrojecimiento producido en el papel universal?
- ¿Y en las cercanías del polo negativo (cátodo) se produce algún cambio de color en el papel universal?
- ¿Qué indica el azuleamiento que se produce en el papel universal?

En consecuencia:

- ¿Cómo explicar la acidificación que se produce en las proximidades del ánodo (+) y la alcalinización en las proximidades del cátodo (-)?

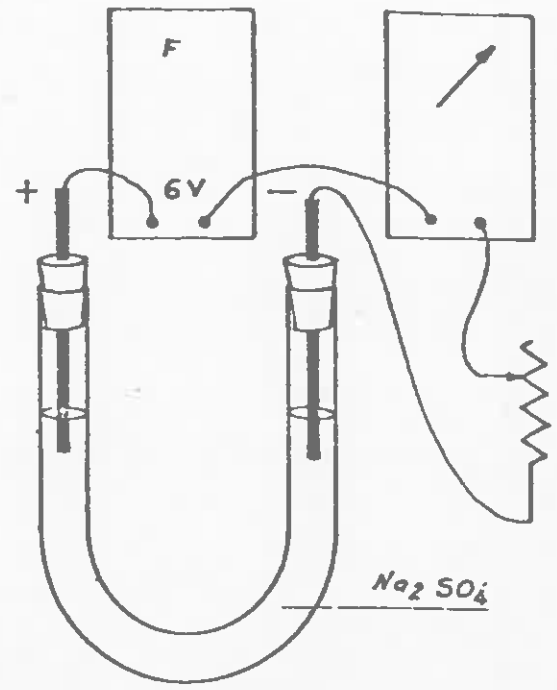


Fig. 2.

FICHA DEL ALUMNO N.º 45

Electrolisis

Experiencia 45. Cantidad de sustancia depositada al pasar la corriente eléctrica.

1. Objetivo.

Verificar experimentalmente la relación entre cantidad de sustancia depositada en la electrolisis y la naturaleza de los electrodos y de la solución electrolítica

2. Material.

- Vaso de precipitados.
- Puente porta-electrodos.
- Fuente de alimentación.
- Amperovoltímetro.
- Reostato. (Opcional.)
- 2 Electrodos de cobre.
- Electrodo de carbón.
- Cables y pinzas para electrodos.
- 200 ml de disolución concentrada de sulfato de cobre.
- Agua destilada.
- Alcohol o acetona.

3. Método operatorio.

Toma dos láminas de cobre, líjalas hasta ponerlas brillantes, límpialas repetidas veces en alcohol y una vez evaporado y secas pélasas por separado con exactitud. A continuación, introdúcelas en un vaso que contenga disolución de sulfato de cobre y utilizando tensión de 3 V, haz pasar la corriente eléctrica, durante 30 minutos, anotando cómo conectaste la pila (posición de los polos + y -.)

Al cabo de los 30 minutos, interrumpe el paso de corriente eléctrica, sacas las láminas de cobre, lávalas con agua destilada repetidas veces, después con alcohol y una vez evaporado y secas, pélasas nuevamente.

- ¿Cuánto pesan ahora?
- ¿Qué modificación observas en el peso de una y de otra?
- ¿Cómo explicas los resultados que has obtenido?
- ¿Qué papel realiza la pila en este proceso?
- ¿Qué crees que sucedería si utilizando el mismo montaje efectúas el mismo experimento sólo que ahora con la pila conectada a la inversa (polos cambiados)?
- La lámina + (ánodo) ¿aumenta de peso o disminuye?

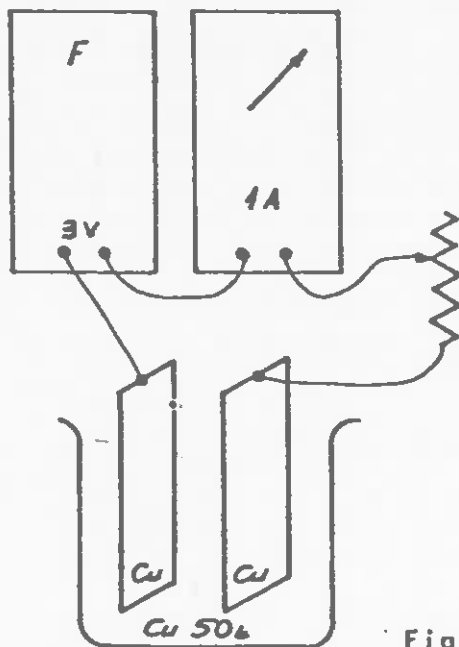


Fig. 1.

- ¿Por qué se utiliza corriente continua y no alterna?
- ¿Qué efecto produciría ésta?

Repite el experimento, utilizando esta vez como electrodos una lámina de cobre y una barra de carbón, no olvidando de anotar la posición de conexión de la pila y procurando que el paso de corriente dure también 30 minutos.

- ¿Qué cambios observas?
- ¿Cómo varía el peso de uno y de otro electrodo?

Prueba a repetir este experimento, cambiando ahora la posición de conexión de la pila.

- ¿Qué cambios observas?
- ¿Cómo varía el peso del electrodo de cobre cuando actúa como cátodo (-), o como ánodo (+)?

En los experimentos anteriores ¿cómo puedes demostrar si el cobre transportado que se deposita procede de los electrodos de cobre o de la disolución de sulfato de cobre?

¿Cómo procederás si usas un electrodo de cobre, otro de zinc, y una solución de sulfato de cobre y deseas recubrir el zinc de un baño de cobre (cobreado)?

¿Con qué polo de la pila conectarías el electrodo de zinc?

- ¿Qué explicación das?
- En este experimento ¿es preciso pesar las dos láminas o sólo una?
- ¿Cuál de las dos pesaría? ¿El cátodo (-) o el ánodo (+)
- ¿Por qué el electrodo (-) se llama cátodo y el (+) se llama ánodo?

Electrolisis

Experiencia 46. Relación entre la carga eléctrica y la cantidad de sustancia depositada

1. Objetivo.

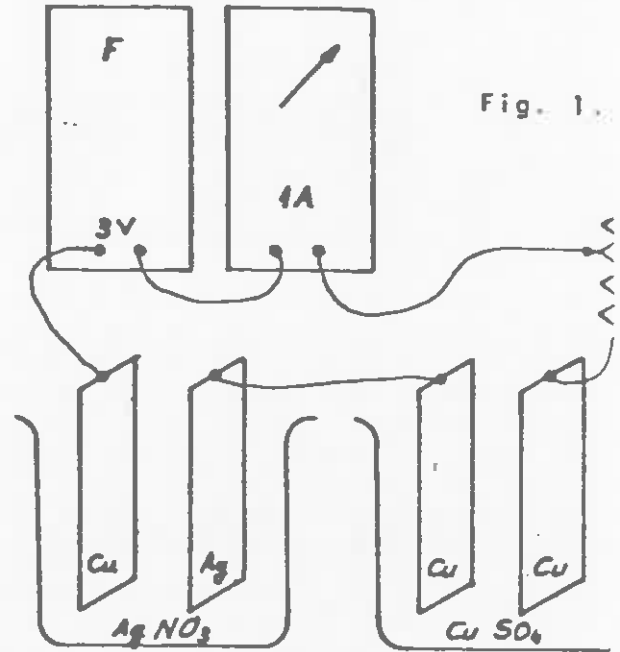
Verificar, experimentalmente, la relación entre la cantidad de cargas eléctricas y la cantidad de sustancia depositada en la electrolisis.

2. Material.

- 2 Vasos de precipitados
- 2 Puentes porta-electrodos.
- 2 Electrodo de cobre.
- Fuente de alimentación.
- Ampero-voltímetro.
- Reostato. (Opcional.)
- Cables y pinzas porta-electrodos
- 200 ml de solución de nitrato de plata conteniendo: 2 gr de nitrato de plata.
- 200 ml de solución concentrada de sulfato de cobre.

3. Método operatorio.

Prepara dos vasos, conteniendo uno de ellos una disolución de nitrato de plata y otro de sulfato de cobre. Coloca en el primero un electrodo de cobre o latón (limpio y pesado), y otro electrodo de plata (puede valer cualquier objeto de plata, ej. un anillo) y en el segundo vaso dos electrodos de cobre, uno de peso conocido. Efectúa el montaje de la fig 1



Comprueba la polaridad de las conexiones y haz pasar una corriente eléctrica de 3 V con intensidad constante de 1 A, que debe regularse con el reostato durante 40 minutos. Seguidamente, después de limpios y secos, pesas el electrodo de cobre (o latón) del recipiente primero y el de cobre del segundo (cuyo peso te era conocido), con objeto de averiguar la cantidad de plata depositada en uno y de cobre en el otro durante los 40 minutos.

- ¿Cómo averiguarías los moles de plata depositados y los de cobre?

- ¿Qué relación (proporción) existe entre ambos?

- ¿Cómo calcularías el tiempo que debes pasar la corriente para que logres depositar un mol de plata (107,8 gr)?

- ¿Y un mol de cobre (63,5 gr)?

- ¿Qué relación (proporción) existe entre ambos tiempos?

Se sabe que 96.500 culombios de carga eléctrica (número de Farady) depositan un equivalente químico ¿qué conclusiones sacas al relacionar la cantidad de corriente eléctrica con los moles y equivalente depositados de diferentes sustancias?

Anota tus conclusiones.

FICHA DEL ALUMNO N.º 47

Pilas electroquímicas

Experiencia 47.

1. Objetivo.

Verificar experimentalmente el flujo de electrones y de iones entre electrodos sin necesidad de utilizar un puente salino externo

2. Material.

- Vaso de precipitados
- Puente porta-electrodos.
- Electrodo de cobre.
- Electrodo de zinc.
- Ampero-voltímetro.
- Conexiones con pinzas para electrodo.
- 150 ml de ácido sulfúrico diluido.

3. Método operatorio.

- ¿Puede obtenerse flujo de electrones y de iones sin usar un puente salino?

Para averiguarlo, lleno de ácido sulfúrico diluido un vaso de precipitado hasta los 2/3, aproximadamente, e introduce en él una lámina de cobre y otra de zinc a manera de electrodos.

Seguidamente une ambas láminas por un hilo conductor exterior e intercala en el circuito una lámpara de 1,5 V, para comprobar si hay flujo de electrones, o mejor el voltímetro (conexión 2 V).

- ¿Indica el voltímetro paso de corriente?
- ¿Se enciende la lámpara?
- ¿A qué conclusiones llegas?
- ¿Puedes prescindir del puente de sal?
- ¿A través de qué medio fluyen los electrones?
- ¿A través de qué medio fluyen los iones?

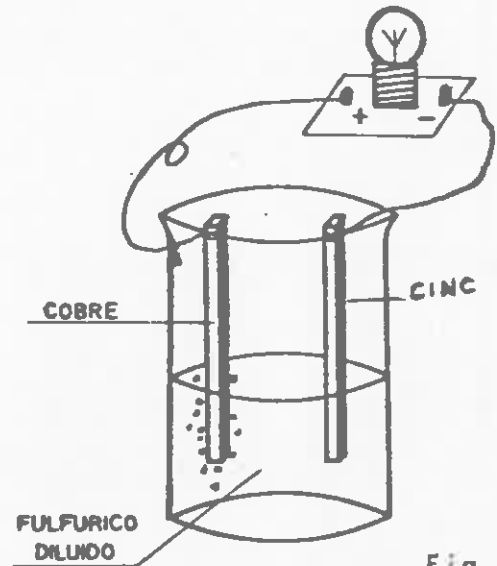


Fig. 1.

