

Experimentación con procesos de electrolisis

Basta echar un vistazo a la web <http://www.electrometal.es/cobreados.asp> para tomar conciencia de la importancia industrial y práctica en general, de las actividades de electrodeposición. En esta experiencia trataremos de aprender los conceptos básicos de procesos de electrolisis a partir de un enfoque experimental. El guión le irá guiando por las actividades a realizar pero antes de llevarlas a la práctica realice los cálculos y consideraciones teóricas necesarias para prever los resultados con antelación. Después, una vez realizada la experiencia, compare los resultados esperados con los obtenidos y realice cualquier tipo de experimento que considere oportuno para resolver las dudas que le hayan surgido. Tome la iniciativa y solicite a los profesores aquellos materiales o reactivos que necesite. Finalmente, a la hora de elaborar el informe final no piense como alumno. Piense como un investigador o como un profesional al que contratan para que explique a una junta directiva la ciencia implicada en el proceso.

PRECAUCIÓN

Use guantes y sea precavido cuando trabaje con plomo¹.

Materiales

- 2 polímetros
- 3 vasos de 100 mL
- Dispensador de agua destilada
- Cortacables
- Electrodos de diversos materiales
- Guantes
- Pie y soportes para disponer los electrodos
- Pinzas de cocodrilo
- Pipeta de 5 mL
- Pipeta Pasteur
- Termómetro
- 2 Erlenmeyer de 100 mL
- 2 Erlenmeyer de 250 mL
- Dispensador de acetona
- Cable eléctrico
- Espátula
- Fuente de alimentación
- Cables de conexión a la fuente
- Papel de lija
- Pelacables
- Probeta de 100 mL
- Varilla de vidrio

Reactivos

- Ácido sulfúrico
- Sulfato de cinc
- Sulfato de cobre
- Acetona
- Ácido clorhídrico
- Agua desionizada

El esquema de trabajo de esta experiencia se basará en la observación y anotación cuidadosa de todas las incidencias. Figurarán en el informe final junto a los argumentos que deberá adjuntar para explicar

¹ Un estudio realizado en mayo de 2000 por el consultor económico Rick Nevin demostró que de un 65% a 90% de los crímenes violentos realizados en Estados Unidos tienen como causa la exposición al plomo. En el 2007, Nevin demostró, en un nuevo estudio, que la exposición al plomo (tomando el nivel en sangre de plomo) por parte de un 60% de los niños y adolescentes conlleva un bajo nivel de coeficiente intelectual, carácter agresivo y antisocial con tendencia a lo criminal. Estos estudios fueron realizados a lo largo de varios años y en 9 países diferentes; siendo discutidos por el Washington Post en julio de ese año. También llamó la atención del científico político de Dartmouth, el Dr. Roger D. Masters quien junto a otros científicos de envergadura internacional apoyan los estudios realizados por Nevin. Fuente: <http://es.wikipedia.org/wiki/Plomo>

tales observaciones. Parte de la explicación deberá girar en torno a los procesos REDOX que se están dando, por eso mientras realice la experiencia, piense en ello. Con esto en mente podrían ocurrírsele experiencias alternativas que podrían ayudarle a resolver dudas. Serán bien recibidas.

No olvide traer la tabla de potenciales de reducción.

Ensayo con agua

Escoja dos electrodos de carbono grafito y conéctelos a los terminales positivo y negativo de una fuente de alimentación. A continuación introdúzcalos en un vaso de 100 mL con aproximadamente 40 mL de agua destilada o desionizada asegurándose de que cada electrodo quede sumergido unos 2 cm.

Disponga un polímetro en paralelo para medir el voltaje y otro en serie para medir la intensidad de corriente. Recuerde que la medida de la corriente está limitada por un fusible de 200 mA. Prevea esta posibilidad y comience la medida de intensidad usando la conexión no limitada por el fusible. Si la medida está por debajo de esta cifra podrá usar la conexión limitada (más precisa).

NOTA IMPORTANTE: Mientras se redacta este guión estamos en proceso de búsqueda de fuentes de alimentación de alta calidad. Con estas fuentes no hace falta usar polímetros externos porque la propia fuente dispone de ellos. En caso de disponer de fuentes de alta calidad ignore la información aportada en el párrafo anterior.

Anote la temperatura del agua y una vez comprobado que los electrodos no se tocan, conecte la fuente de alimentación. Comience al mínimo voltaje y si la fuente lo permite, también al mínimo de corriente (consulte con el profesor las dudas que se plantee en relación al empleo de la fuente de alimentación).

Anote lo que observe. Vaya subiendo lentamente el voltaje a la vez que dejando que fluya la corriente. Anote lo que observe y las incidencias que pudiesen acontecer (el tiempo asociado a la observación, los valores de diferencia de potencial e intensidad, la temperatura, etc.).

Una vez que el voltaje alcanza el máximo valor posible, pase a la siguiente experiencia.

Ensayo con agua y HCl

Realice un montaje idéntico al anterior. Bastará con renovar el agua del vaso y usar los mismos electrodos. La disolución de trabajo consistirá en aproximadamente 30 mL de agua desionizada y unos 10 mL de HCl aproximadamente 0.1 M.

ATENCIÓN: La experiencia que realizamos no es cuantitativa en lo que se refiere a la preparación de disoluciones, por lo tanto NO ES NECESARIO que éstas se realicen con gran precisión. Bastará con que calcule las cantidades de soluto necesarias para preparar la disolución y diluirla aproximadamente (en un vaso o en un Erlenmeyer) al volumen adecuado. No obstante, antes de preparar las disoluciones muestre los cálculos al profesor.

Con el montaje preparado, conecte la fuente de alimentación modificando el voltaje desde valores mínimos a valores máximos y anotando cuidadosamente sus observaciones (el tiempo asociado a la observación, los valores de diferencia de potencial e intensidad, la temperatura, etc.).

Experiencia de cobreado con ánodo de Pb

La idea es depositar cobre sobre una lámina del mismo metal que hará de cátodo. El ánodo estará formado por una lámina de plomo.

La preparación de los electrodos es decisiva. Lije la parte del electrodo que va a estar sumergida en el baño electrolítico. A continuación lávela con abundante agua, luego con agua destilada y seque finalmente con acetona. Cuando el electrodo esté seco, péselo en una balanza analítica. En cuanto al electrodo de plomo, lávelo, séquelo con acetona y péselo también.

La electrodeposición se llevará a cabo en un vaso de 100 mL. Vierta en él unos 40 mL de una disolución que tenga ácido sulfúrico (H_2SO_4) en concentración de 100 g / L y sulfato de cobre (CuSO_4) en concentración de 50 g / L. Antes de preparar la disolución, muestre sus cálculos al profesor.

Sumerja los electrodos unos 2 cm y asegúrese de que no se toquen. Conecte el electrodo de Cu (cátodo) al polo negativo de la fuente de alimentación y el de plomo (ánodo) al positivo. Accione el interruptor de puesta en marcha y con el mando de voltaje variable aumente la diferencia de potencial hasta los 2 V. Anote tanto el voltaje aplicado como la intensidad de corriente que circula.

Tome nota de la hora exacta a la que comienza la experiencia (se recomienda entre 30 y 45 minutos) y la temperatura inicial. Si la intensidad varía con el tiempo, gradúe de nuevo el voltaje hasta recuperar la lectura de intensidad inicial. Mantenga la electrolisis agitando de vez en cuando y anote el tiempo total transcurrido.

Como en los casos anteriores, anote cuidadosamente sus observaciones (el tiempo asociado a la observación, los valores de diferencia de potencial e intensidad, la temperatura, etc.).

Tras la electrolisis lave el electrodo de cobre SÓLO con acetona. Para secarlo agítelo en el aire y evite el contacto antes de volver a pesarlo en la misma balanza que empleó con anterioridad. Realice la misma operación con el electrodo de plomo. Calcule por diferencia la cantidad de cobre depositada y también la variación experimentada en el ánodo.

Partiendo de sus observaciones a lo largo del proceso, escriba las posibles reacciones que han tenido lugar en cada uno de los electrodos. Preste atención a las posibles variaciones en la intensidad del color de la disolución. Suponiendo que la intensidad de corriente se ha mantenido constante a lo largo del tiempo calcule la densidad de corriente y el número teórico de moles de cobre depositados en el cátodo usando las leyes de Faraday.

Explique claramente los cálculos y compare el dato anterior con el experimental. Tenga extremo cuidado con las unidades y comente el aspecto general de la placa sobre la que hemos realizado la electrodeposición. ¿Cómo es el depósito?, ¿tiene utilidad ornamental?, ¿es homogéneo en ambas superficies?

Experiencia de cobreado con ánodo de Cu

La experiencia a desarrollar es idéntica a la anterior. La diferencia estriba únicamente en el hecho de que emplearemos un ánodo de Cu.

Experiencia de deposición de cinc

Realice el mismo montaje que en el cobreado pero utilizando una placa de aluminio como cátodo (la que se va a recubrir) y una de plomo como ánodo.

El potencial de descomposición para el depósito de cinc es del orden de 3 voltios y en procesos industriales se suele trabajar con densidades de corriente de 40 mA cm^{-2} .

Lije el cátodo y lave todos los electrodos. Esta vez el baño electrolítico va a contener unos 40 mL de una disolución que debe contener sulfato de cinc (ZnSO_4) en concentración de 90 g / L y ácido sulfúrico (H_2SO_4) en concentración de 60 g / L.

Conecte los electrodos a la fuente de alimentación, asegúrese de que no contactan y aumente lentamente la diferencia de potencial hasta aplicar los 3 V mencionados arriba. Anote cualquier incidencia apreciada mientras aumentaba el potencial.

Tome nota de la hora exacta a la que comienza la experiencia, anote la temperatura y la intensidad de corriente que fluye por el circuito. Observe si el amperaje varía con el tiempo. Si así sucede gradúe de nuevo el voltaje hasta conseguir que la intensidad de corriente sea la misma del principio. Mantenga la electrolisis agitando de vez en cuando y anote el tiempo total transcurrido, así como la evolución de la temperatura.

Tras la electrolisis lave el electrodo de aluminio SÓLO con acetona. Para secarlo agítelo en el aire y evite el contacto antes de volver a pesarlo en la misma balanza que empleó con anterioridad. Calcule por diferencia la cantidad de cobre depositada. Realice la misma operación con el ánodo.

Partiendo de sus observaciones a lo largo del proceso, escriba las posibles reacciones que han tenido lugar en cada uno de los electrodos y calcule el sobrepotencial aplicado. Suponiendo que la intensidad de corriente se ha mantenido constante a lo largo del tiempo calcule la densidad de corriente y el número teórico de moles de cinc depositados en el cátodo (aplicación de la ley de Faraday).

Explique claramente los cálculos, tenga extremo cuidado con las unidades y compare el valor obtenido con el experimental.