

## V.5- ESTUDIO ELECTROQUÍMICO PRELIMINAR PARA LA OBTENCIÓN DE $\alpha$ -ALÚMINA A PARTIR DE CHATARRA DE ALUMINIO

J. C. García-Mayorga<sup>a\*</sup>, G. Urbano Reyes<sup>a</sup>, M. A. Veloz Rodríguez<sup>a</sup>, V. E. Reyes-Cruz<sup>a</sup>, J. A. Cobos-Murcia, J. Hernández Ávila<sup>a</sup>

<sup>a</sup>Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo, Área Académica de Ciencias de la Tierra y Materiales, Carretera Pachuca-Tulancingo Km 4.5, Mineral de la Reforma, Hidalgo, México.

<sup>b</sup>Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología, Depto. de Cátedras, Av. Insurgentes Sur 1582, Col. Crédito constructor, Deleg. Benito Juárez, Ciudad de México, CP 03940, México

\*Autor de correspondencia: [carlos931029@gmail.com](mailto:carlos931029@gmail.com)

### RESUMEN

La alfa-alúmina es un óxido de aluminio ( $\alpha - Al_2O_3$ ) y es una cerámica avanzada termodinámicamente estable con altos valores de dureza, resistencia al desgaste y tiene una elevada estabilidad a altas temperaturas. En este trabajo se presenta un estudio electroquímico preliminar para la obtención de  $\alpha$ -alúmina utilizando diferentes materiales como electrodos de trabajo (plata, titanio, aluminio, tungsteno y carbón vítreo) y partiendo de chatarra de aluminio como materia prima. En este estudio fue posible obtener un electrolito con iones  $Al^{3+}$  a partir de chatarra de aluminio disuelto en una solución 2.8 M de  $NaOH$  en forma de  $Al_2(SO_4)_3$ . Los resultados voltamperométricos permitieron observar la respuesta electroactiva, limitada por la reacción de evolución de hidrógeno en los diferentes electrodos de trabajo, identificando algunos procesos de reducción y oxidación principalmente en el electrodo de aluminio. Mediante el estudio cronoamperométrico y el uso de un electrodo de aluminio como electrodo de trabajo se consiguió obtener un depósito con una tonalidad blanca y una morfología que va de irregular a esférica, indicando la presencia de óxido de aluminio de acuerdo con la literatura. En contraste, en los electrodos de tungsteno, titanio, carbón vítreo y plata no se obtuvo ningún depósito.

**Palabras Clave:**  $\alpha$ -alúmina, reciclado de aluminio, residuos, chatarra de aluminio, electroreducción.

### ABSTRACT

Alpha alumina is an aluminum oxide ( $\alpha - Al_2O_3$ ) and an advanced ceramic, thermodynamically stable with high hardness values, wear resistance and has high stability at high temperatures. This paper presents a preliminary electrochemical study to obtain  $\alpha$ -alumina using different materials as working electrodes (silver, titanium, aluminum, tungsten and glassy carbon) and from aluminum scrap as raw material. In this study was possible to obtain an electrolyte with  $Al^{3+}$  ions from scrap aluminum dissolved in a 2.8 M  $NaOH$  solution, as  $Al_2(SO_4)_3$ . Voltammetric results allowed observing the electroactivity response, limited by the reaction of hydrogen evolution in the different working electrodes, identifying some mainly reduction processes and oxidation in the aluminum electrode. Through of chronoamperometric study and aluminum electrode as working electrode, was achieved to

obtain a deposit with a white hue and morphology ranging from spherical to irregular, indicating the presence of aluminum oxide, according to the literature. In contrast, in the electrodes of tungsten, titanium, glassy carbon and silver, no deposit was obtained.

**Keywords:**  $\alpha$ -alumina, aluminum recycling, waste, aluminium scrap, electrowinning of aluminium.

## 1. INTRODUCCIÓN

La alúmina ( $Al_2O_3$ ) u óxido de aluminio formado en la naturaleza, se presenta en distintos minerales tales como: corindón ( $Al_2O_3$ ), diáspora ( $Al_2O_3 \cdot H_2O$ ), gibbsita ( $Al_2O_3 \cdot 3H_2O$ ), y más comúnmente como la bauxita, que es una forma impura de la gibbsita [1]. Dentro de estas fases de la alúmina, el corindón conocido también como  $\alpha$ -alúmina, es considerada una cerámica avanzada debido a su amplio campo de aplicación tanto tecnológico como industrial. Esta se caracteriza por ser termodinámicamente estable con una alta dureza, resistencia al desgaste y sobre todo por tener una elevada estabilidad a altas temperaturas [2]. Además, se considera que es altamente cristalina con grandes volúmenes de microporos y macroporos en su preparación [3]. Entre sus principales usos está el empaquetamiento electrónico, cerámica resistente a la corrosión, cerámica traslúcida, catálisis, sensores, aislantes y hablando más generalmente en los campos de materiales biomédicos, fines militares y de la electrónica [1-4].

Se han reportado distintos métodos para la síntesis de la  $\alpha$ -alúmina, entre los que se encuentran:

- ✓ Síntesis hidrotermal partiendo de hidróxido de aluminio ( $\gamma - Al(OH)_3$ ) en condiciones ácidas o alcalinas, con presiones de trabajo de 6.9 a 14.5 Mpa y temperaturas que van desde entre 380 y 435 °C y los 900 y 1200°C. Se favorece su síntesis con la presencia de “semillas” de  $\alpha$ -alúmina o  $[Al(C_2O_4)_x(OH)_y]$ , donde el rango de tamaño de partícula obtenido se encuentra entre los 100 nm y las 40  $\mu m$  [5, 6].
- ✓ Síntesis por combustión, donde se emplea nitrato de aluminio de grado reactivo  $[Al(NO_3)_3 \cdot 6H_2O]$  y urea  $[(NH_2)_2CO]$ . La temperatura de síntesis reportada es de 500 °C y el producto obtenido es recocido en un intervalo de temperaturas de 600 a 1000 °C. El tamaño de partícula obtenido es de aproximadamente 500 nm [7].
- ✓ Deposición química en fase vapor (CVD), donde la  $\alpha-Al_2O_3$  es producida por reacción a altas temperaturas (750 a 900 °C) del  $AlCl_3$  vaporizado y vapor de agua. El resultado es una mezcla de polvos de  $\gamma$  y  $\alpha$ - alúmina con un tamaño de partícula de 50 nm. Para incrementar el contenido de fase  $\alpha$ , el polvo se trata térmicamente a temperaturas superiores a los 1200 °C [8].
- ✓ Precipitación a bajas temperaturas en el que se usa la técnica de “siembra”. En este método se emplea nitrato de aluminio nona-hidratado  $[Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O]$  y urea, empleando dos tipos de partículas de  $\alpha$ -alúmina como semillas cristalinas, nano-alúmina con un tamaño de 150 nm y micro-alúmina de 35 a 50  $\mu m$ . Las temperaturas de síntesis reportadas son de 80 °C para la reacción y un recocido que va desde 500 hasta los 900 °C para la completa transición de  $\gamma$ -alúmina a  $\alpha$ -alúmina [9].
- ✓ Hidrólisis por dos pasos e hidrólisis doble catión-anión inversa. Estos métodos emplean como reactivos  $Al(OC_3H_7)_3$ ,  $C_6H_{12}O_6$  y polivinilpirrolidona y  $NaAlO_2$ ,  $Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$ ,  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$  y  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ . Los resultados obtenidos confirman la obtención de nanopartículas con un tamaño menor a los 50 nm y la obtención de plaquetas cúbicas con un espesor de

aproximadamente 20 nm. Las temperaturas reportadas van desde los 550 °C hasta los 1300 °C [10, 11].

- ✓ Se ha reportado también un método que utiliza latas de aluminio de desecho, en él se emplea una solución ácida 5 M de *HCl* para disolver las latas. Posteriormente se preparó el precursor de alúmina añadiendo gota a gota la solución ácida con una bureta en un polímero 50 vol% lineal (bisfenol-A-epichloridrine) solución disuelta en etanol. Este material es precipitado con hexametilentetramina y tratado térmicamente en un rango de temperaturas que van desde los 400 a los 1400 °C [12].

Generalmente estos métodos emplean altas temperaturas, procedimientos complejos y una gran variedad de reactivos químicos relativamente costosos.

Técnicas de electrosíntesis emergentes como electrogeneración de base, oxidación anódica, y la síntesis de CA (corriente alterna) proporcionan rutas alternativas sencillas y de bajo costo a la síntesis de películas delgadas y recubrimientos cerámicos, materiales en partículas nanométricas, y fases metaestables [13].

En estudios recientes se ha investigado la obtención de plantillas nanoporosas de alúmina mediante el método novedoso de anodizado del aluminio vía electroquímica [14]. Se estudia sistemáticamente la influencia del control ejercido sobre los distintos parámetros que intervienen en el proceso de síntesis, como el voltaje aplicado, temperatura de anodizado y la composición del medio ácido electrolítico, sobre sus características de porosidad, tamaño de poro, ordenamiento de este compuesto.

En este trabajo se presenta un estudio electroquímico preliminar con el propósito de obtener  $\alpha$ -alúmina, utilizando diferentes materiales como electrodos de trabajo (plata, titanio, aluminio, tungsteno y carbón vítreo) y utilizando una solución de aluminio preparada a partir de chatarra de aluminio como materia prima.

## 2. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### 2.1 Solución de aluminio

Para preparar la solución de aluminio se utilizaron latas de desecho que fueron cortadas de manera que solo se utilizara el cuerpo de la lata, debido a que contiene cantidades de impurezas menores (magnesio, manganeso, hierro y cobre). Posteriormente se eliminó completamente la película o pintura en ambos lados sobre la superficie de la lámina, mediante un proceso manual y jabón. El tamaño de la lámina se redujo recortando las piezas de las latas a un tamaño aproximado de 0.4 cm por lado, con el fin de aumentar el área superficial para su fácil disolución. Se pesa un gramo de la lámina recortada y se le agrega 25 mL de una solución preparada 2.8 M de NaOH. Esto debido a que las soluciones alcalinas o bases fuertes (que contienen iones  $OH^-$ ) atacan la capa de óxido de aluminio formada en la superficie de manera natural y entonces es posible atacar el metal. Una vez que la lámina de aluminio se disolvió completamente bajo agitación, la solución resultante se filtró para eliminar la fracción insoluble.

Posteriormente, a dicha solución se le adicionó 25 mL 6 M de  $H_2SO_4$  con la finalidad formar un precipitado blanco insoluble en agua de  $Al(OH)_3$ ; además de neutralizar el exceso de NaOH. Se eliminó la fracción soluble por decantación y se enjuaga el precipitado con 25 ml de agua desionizada. Al precipitado se le añadieron 25 ml de agua desionizada y 15 mL de una solución 6 M de  $H_2SO_4$ , calentando en una parrilla eléctrica a 60°C y bajo agitación. El resultado fue una solución de

$Al_2(SO_4)_3$ , el cual es un compuesto iónico soluble en agua que se utilizará para el estudio voltamperométrico. A esta solución resultante se le determinó la composición química para identificar la presencia de Al, esto por la técnica de acoplamiento inductivo de plasma (ICP) obteniendo una concentración aproximada de 9285 ppm o mg/L.

## 2.2 Celda electroquímica

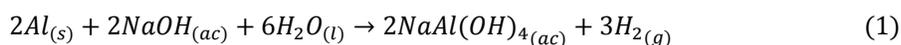
Todos los experimentos se realizaron en una celda electroquímica convencional de tres electrodos con capacidad de 100 ml. Se utilizó una malla de Ti recubierta con Ru como contraelectrodo y un electrodo de calomel saturado (SCE) como electrodo de referencia. Los valores de potencial fueron reportados con respecto al electrodo de calomel (SCE). Para los electrodos de trabajo se utilizaron algunos materiales como tungsteno, plata, titanio, carbón vítreo y aluminio. Se renovó su superficie antes de cada experimento puliendo con papel lija (1400 #) y paño; posteriormente enjuagando con acetona y agua desionizada.

Como electrolito se utiliza la solución preparada con chatarra de aluminio a pH 4.35 que se ajusta con NaOH, preparado con agua desionizada ( $15,2 \text{ cm m}\Omega^{-1}$  de la resistencia específica) y reactivos de grado analítico. No fue necesario el burbujeo de la solución con nitrógeno o argón para desplazar el oxígeno disuelto, debido a que se pretende tener el óxido de aluminio ( $Al_2O_3$ ) con la deducción del oxígeno disuelto o con reducción del agua. Para el estudio electroquímico se aplicó la técnica de voltamperometría cíclica y cronoamperometría, utilizando un potencióstato de la marca PAR modelo 263A. Todos los experimentos se llevaron a cabo bajo agitación. Los voltamperogramas se iniciaron a partir del potencial de 0.0 V con una velocidad de barrido de  $10 \text{ mV s}^{-1}$  a diferentes potenciales de inversión negativa.

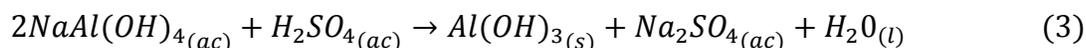
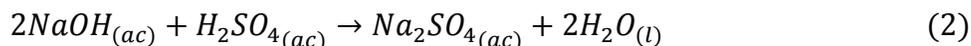
## 3. RESULTADOS Y DISCUSIÓN

### 3.1 Preparación de la solución

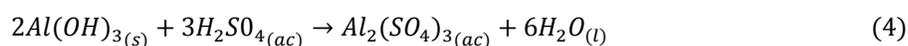
La solución de aluminio se preparó pesando 1 gr de chatarra de aluminio, previamente cortada y limpia (sin cubrimiento de pintura o laca). La disolución se realizó con una solución de 25 ml de NaOH a una concentración 2.8 molar en agitación, según la siguiente reacción:



Debido a que la reacción es exotérmica, durante la disolución se alcanza aproximadamente una temperatura de 80 °C. Una vez que la solución alcanza la temperatura ambiente, se agrega una solución de  $H_2SO_4$  8 M para neutralizar el exceso de hidróxido. Además el  $H_2SO_4$  también convierte al ion  $Al(OH)_4^-$  en  $Al(OH)_3$  que es insoluble en agua, por lo que precipita:



El precipitado se decantó y se lavó con el fin de retirar las impurezas y residuos de sulfato de sodio. Posterior a esto, se agregaron 25 ml de agua y se aplicó temperatura hasta los 60 °C bajo agitación, agregando aproximadamente 15 ml 6 M de  $H_2SO_4$ , disolviendo completamente el precipitado de acuerdo con la siguiente reacción:



Una vez que se obtiene la solución de aluminio que se utilizará como electrolito de trabajo en el estudio electroquímico y debido a que éste presenta un pH muy bajo (cerca a cero), se ajusta a pH 4 para facilitar el depósito de aluminio, agregando pequeñas cantidades de  $NaOH$ .

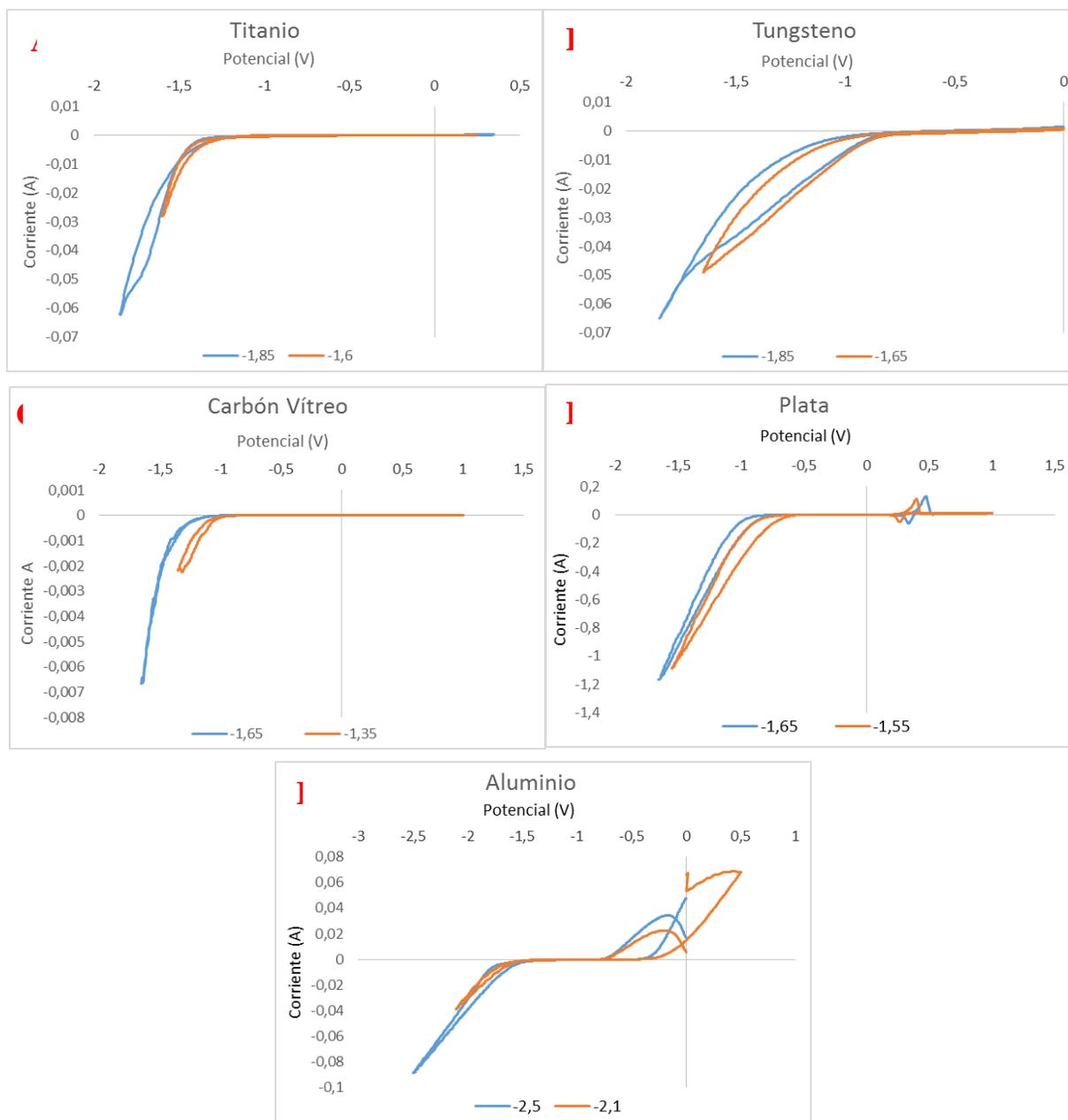
### 3.2 Estudio voltamperométrico

Para lograr la síntesis de alfa alúmina primero se propuso generar el depósito de aluminio y su posterior oxidación, a partir de la solución preparada como electrolito. Está reportado en la literatura que la limitación para conseguir depósitos metálicos de aluminio en soluciones acuosas, es debido a que el aluminio tiene una fuerte afinidad al oxígeno y su potencial de reducción generalmente es muy negativo (-1.67), posterior a la reducción de hidrógeno [15]. Por lo tanto, para identificar el proceso de reducción de aluminio se realizaron algunas voltamperometrías empleando electrodos de titanio, tungsteno, aluminio, carbón vítreo y plata ya que cambiando el material cambia la respuesta del electrolito. Se consideró el potencial estándar de reducción del aluminio (-1.68 V) para establecer algunos potenciales de estudio. La Figura 1 muestra las respuestas voltamperométricas con los diferentes electrodos en la solución preparada de aluminio. Los voltamperogramas se iniciaron a partir de un potencial de 0.0 V en dirección catódica a diferentes potenciales de inversión negativa y un potencial de inversión positivo de 1.0 V, finalizando posteriormente en 0.0 V para cerrar el ciclo.

Como se muestra en la figura 1 (A, B, C, D), cuando el barrido de potencial inicia en dirección negativa, se observaron valores de corriente cercanos a cero en un amplio intervalo de potencial, hasta donde comienza a descender la corriente debido al proceso de reducción del medio y la consecuente evolución de  $H_2$ . Sin embargo, los electrodos mostraron diferentes potenciales para el inicio de este proceso, como se muestra en la siguiente tabla:

**Tabla 1.** Potenciales negativos del inicio de la reducción del medio obtenidos en los diferentes electrodos de trabajo en una solución de  $Al_2(SO_4)_3$  a pH de 4.35.

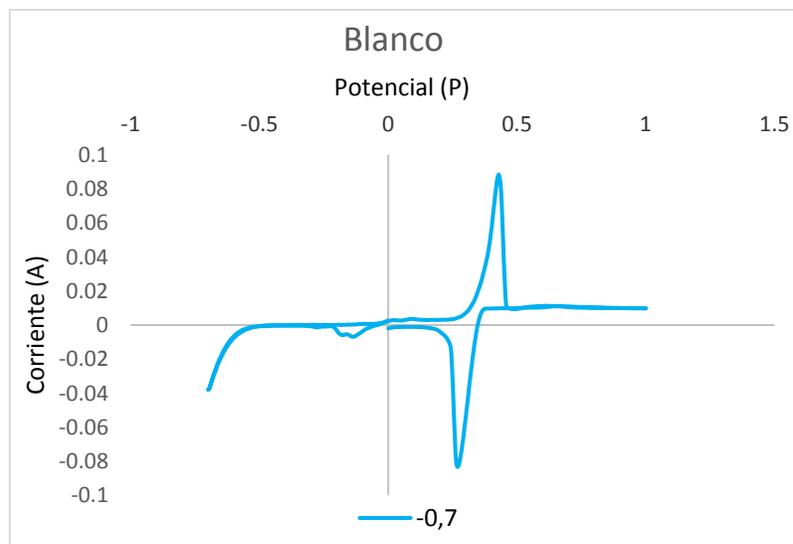
Electrodo	Potencial de reducción (V)
Titanio	-1.20
Tungsteno	-0.75
Carbón Vítreo	-1.05
Aluminio	-1.48
Plata	-0.90



**Figura 1.** Voltamperogramas cíclicos obtenidos en dirección negativa sobre los electrodos de: A) Titanio, B) Tungsteno, C) Carbón Vítreo, D) Plata y E) Aluminio a una velocidad de barrido de 10 mV/s. Estos estudios se realizaron con un electrolito de  $Al_2(SO_4)_3$  a un pH de 4.35 y una concentración de iones de aluminio de 9.285 mg/L.

Al invertir la dirección del barrido, se pudo observar que una vez que la corriente toma nuevamente valores cercanos a cero, no se presenta ningún proceso de oxidación o reducción en todos los valores de potenciales positivos. Sin embargo, en el electrodo de plata fue diferente (Figura 1D), ya que en este se observó un proceso de oxidación y posteriormente un proceso de reducción al invertir el barrido en los potenciales positivos. Este proceso fue asociado a una respuesta de la reacción electroquímica del electrodo de plata en presencia de los iones sulfato presentes en el medio. Esto se corroboró con un

estudio donde no está presente el aluminio en el electrolito soporte (blanco), como se muestra en la Figura 2. Además, derivado de esta reacción se produjo un compuesto blanco sobre la superficie del electrodo que corresponde al  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , que se formó en ambos medios, con presencia y sin presencia de  $\text{Al}^{3+}$ .



**Figura 2.** Voltamperograma cíclico en dirección negativa obtenido sobre un electrodo de plata a una velocidad de barrido de 10 mV/S, en una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 M a pH de 4.35.

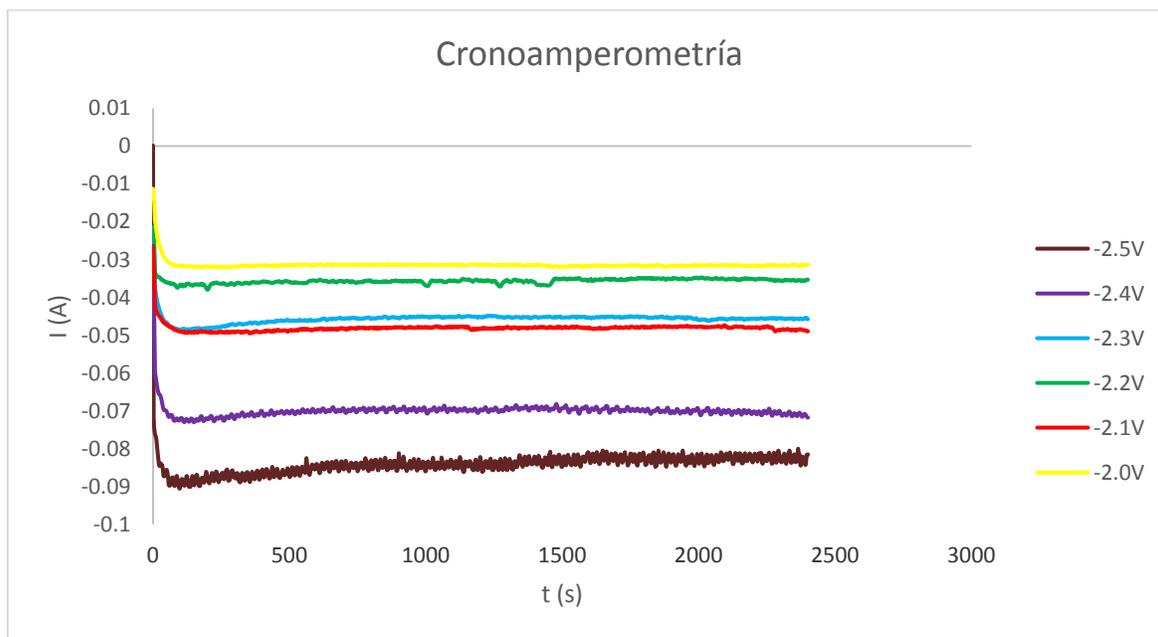
En contraste, en el electrodo de aluminio (Figura 1E) la corriente positiva se incrementó al iniciar el barrido hacia la dirección negativa, mostrando un proceso de oxidación asociado a la oxidación de la superficie del electrodo. Este hecho es muy probable, debido a que la superficie del electrodo quedó expuesta con aluminio metálico después de haber eliminado la capa superficial de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  durante el pulido para la preparación del electrodo. Posteriormente la corriente adquiere valores cercanos a cero en un amplio intervalo de potencial, hasta donde comienza a observarse el inicio del proceso de reducción. Cabe señalar que el electrodo de aluminio es el que presentó un potencial más negativo para el inicio del proceso de reducción y la evolución de  $\text{H}_2$  (ver Tabla 1). Al invertir la dirección del barrido hacia potenciales positivos se observó un incremento de la corriente positiva en aproximadamente -0.28 V mostrando nuevamente un proceso de oxidación, pero desplazado hacia potenciales más positivos con respecto al observado al inicio del barrido. Este comportamiento se atribuyó a una especie depositada sobre el electrodo, aunque también podría indicar la contribución de la oxidación de la superficie del electrodo. Con el fin de corroborar esta hipótesis se realizó un estudio cronoamperométrico imponiendo diferentes potenciales de reducción sobre electrodos de aluminio, durante tiempos prolongados, para determinar si existe la presencia de algún depósito.

### 3.3 Estudio cronoamperométrico

Las cronoamperometrías se realizaron imponiendo potenciales de reducción de entre 2.0 V y 2.5 V vs SCE durante 2,400 segundos. La figura 3 muestra los resultados obtenidos, donde se observa que el comportamiento de la corriente es muy estable. Además, se observó que al emplear valores del

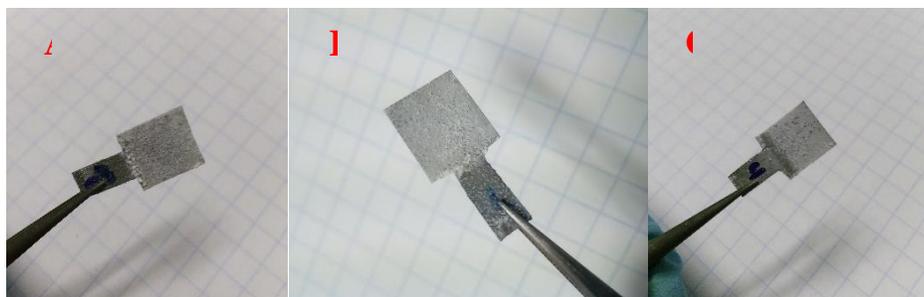
potencial impuesto menos negativos, la corriente registrada también disminuye, a excepción de aquella correspondiente al potencial de -2.1 V.

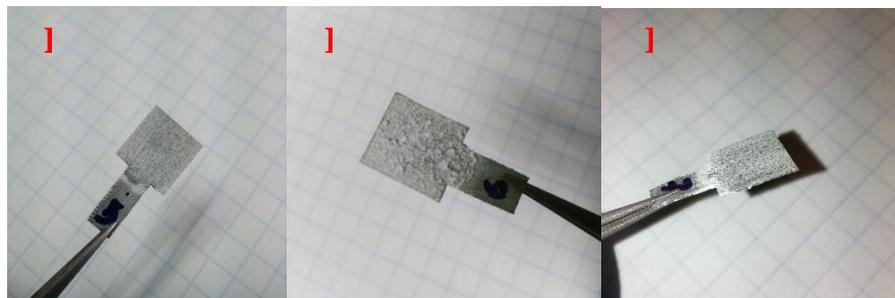
En este análisis, también se recuperaron los electrodos de trabajo para identificar si se presentaba algún depósito. Como se muestra en la figura 4, los resultados fueron satisfactorios debido a que se pudo observar un depósito sobre la superficie de los electrodos. Al comparar estos resultados contra los depósitos obtenidos sobre los electrodos, uno de los mejores depósitos visibles es el del potencial impuesto a -2.1 V (Figura 4E), debido a que se observó aparentemente una mayor cantidad de depósito.



**Figura 3.** Cronoamperogramas obtenidos sobre un electrodo de aluminio a diferentes potenciales de reducción, solución de  $Al_2(SO_4)_3$  a pH de 4.35.

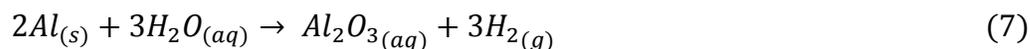
Como se pudo corroborar en este estudio, los potenciales por encima de los - 2.0 V generan depósitos sobre el electrodo. Cabe mencionar que este mismo estudio se aplicó en los otros electrodos de trabajo (titanio, tungsteno, carbón vítreo y plata) en dichos potenciales, donde no se observó la presencia de algún depósito (los resultados no se muestran en este trabajo). Dichos depósitos obtenidos en los electrodos de aluminio presentaron una tonalidad blanca con una morfología irregular a esférica a simple vista, lo cual pudiera indicar la presencia de un óxido de aluminio de acuerdo con la bibliografía [16].





**Figura 4.** Imágenes de los depósitos obtenidos sobre electrodos de aluminio a distintos potenciales reductivos: A) 2.5 V, B) 2.4 V, C) 2.3 V, D) 2.2 V, E) 2.1 V y F) 2.0 V

El supuesto de haber obtenido un óxido de aluminio ( $Al_2O_3$ ) está respaldado por el hecho de que el aluminio forma también compuestos covalentes, a pesar de su elevada energía de ionización; así como su relación carga/radio ( $Al^{3+}$ ) comparada con otros cationes. El potencial de reducción teórico para obtener aluminio metálico ( $Al^{3+}/Al^0$ ) es -1.676 V; sin embargo, debido al tipo de medio acuoso presente se espera que se oxide fácilmente. Esto debido a que el aluminio metálico depositado (reacción 5) reaccionará inmediatamente con el oxígeno disuelto o con el agua del medio electrolítico (reacción 6 y 7, respectivamente) [17]. Este proceso parece ocurrir, debido a que cuando la superficie del electrodo se comienza a cubrir con el depósito, éste reacciona para oxidarse de manera espontánea. Se ha reportado en la bibliografía que algunos elementos como el aluminio en estado pulverulento reaccionan vigorosamente descomponiendo el agua y liberando hidrógeno [18].



Con el fin de identificar el tipo de especies presentes en los depósitos obtenidos, además de identificar su morfología, se utilizará Difracción de Rayos X (DRX) y Microscopía Electrónica de Barrido (MEB) en estudios posteriores.

#### 4. CONCLUSIONES

Fue posible obtener un electrolito con  $Al^{3+}$  a partir de chatarra de aluminio disuelto en 2.8 M de  $NaOH$ , que se empleó para realizar el estudio electroquímico en la obtención de  $\alpha$ -alúmina. Los resultados de voltamperometría cíclica, permitieron observar la ventana de electroactividad limitada por la evolución de hidrógeno en los diferentes electrodos de trabajo, identificando algunos procesos de reducción y oxidación principalmente en el electrodo de aluminio. Los electrodos de tungsteno, titanio, carbón vítreo y plata, no mostraron la presencia de alguna especie reducida en el estudio voltamperométrico y cronoamperométrico. Mientras que en el electrodo de aluminio se presentó un depósito con una tonalidad blanca y una morfología irregular a esférica a simple vista, de acuerdo con la bibliografía esto indica que es muy probable la obtención de un óxido de aluminio. Es necesario realizar estudios de MEB y DRX para identificar las especies presentes y su morfología.

## AGRADECIMIENTOS

Los autores agradecen al AACTYM-UAEH por brindar su apoyo y la disponibilidad de los equipos e instalaciones para realizar los experimentos. J. C. García-Mayorga quiere agradecer al CONACYT por la beca otorgada para realizar sus estudios de Maestría en Ciencias de los Materiales.

## BIBLIOGRAFÍA

- [1] K. Davis; School of doctoral studies of the EU. 2010.
- [2] P. Auerkari; VTT Manufacturing Technology. 1996.
- [3] T. Shirai, H. Watanabe, M. Fuji y M. Takahashi; Nagoya Institute of Technology. Págs. 23-31, 2009
- [4] T. D. Pham, M. Kobayashi y Y. Adachi; SciVerse ScienceDirect. Págs. 148-157, 2013
- [5] L. Suchanek; The American Ceramic Society. Págs. 399-412, 2009.
- [6] J. S. Lee, H. S. Kim, N.-K. Park, T. J. Lee y M. Kang; Chemical Engineering Journal. Págs. 351-360, 2013.
- [7] B. Sathyaseelan, I. Baskaran y K. Sivakumar; Nanoscience Letters. Págs. 69-74, 2013.
- [8] K. Inoue, M. Hama, Y. Kobayashi, Y. Yesuda y T. Morita; ISRN Ceramics. 2013.
- [9] P. Wong y M. Robinson, «Chemical vapor deposition of polycrystalline alumina,» Págs. 617-621, 1970.
- [10] T. Yan, X. Guo, X. Zhang, Z. Wang y J. Shi; Materials Research Bulletin. Págs. 21-28, 2016.
- [11] Z. Zhu, S. Cheng y H. Liu; Materials Letters. Págs. 720-723, 2015.
- [12] K. A. Matori, L. C. Wah, M. Hashim, I. Ismail y M. Zaid; Molecular Sciences. Págs. 16812-16821, 2012.
- [13] G. Helen y P. Kamath; American Chemical Society. Págs. 1195-1204, 2000.
- [14] V. Vega; Fabricación y caracterización de materiales nanoestructurados obtenidos mediante técnicas Electroquímicas. 2012.
- [15] D. Pradham y R. Ramana; Metallurgical and materials transactions B. 2012.
- [16] M. Zhang, V. Kamavaram y G. Ramana; Journal of Materials. 2003.
- [17] H. Odetti y E. Bottani; Introducción a la química inorgánica. Págs. 123-129, 2006.
- [18] E. Meyer; Chemistry of Hazardous Materials Prentice-Hall. Págs. 156-184, 1997.