

Análisis integral de la disolución de los metales preciosos con sistemas de lixiviación novedosos a base de aminas

CLAUDIA EMILIA COS CASTILLO¹, JUAN CARLOS FUENTES ACEITUNO²

RESUMEN

En este trabajo de investigación se estudiaron, desde un enfoque electroquímico, los sistemas de lixiviación novedosos a base de aminas; la monoetanolamina (MEA) y la etilamina (EA), para mejorar el entendimiento del mecanismo de reacción de la disolución de los metales preciosos, i.e., el oro y la plata. Se presenta el efecto de la concentración de la MEA y la EA, en la velocidad de oxidación de los metales preciosos. El estudio es complementado por medio de técnicas electroquímicas tales como: Técnica del potencial de circuito abierto (OCP), voltametría lineal (VL) y cronoamperometrías. Los resultados demuestran que estas aminas tienen un gran potencial al disolver el Au y la Ag, debido a que se alcanzan densidades de corriente promedio de 0.008 y 0.013 A/cm² empleando la MEA y 0.023 y 0.029 A/cm² utilizando la EA, respectivamente. Además, los resultados dictaminan que tanto la MEA como la EA podrían disminuir el impacto ambiental que conllevan los procesos hidrometalúrgicos.

Palabras clave: Monoetanolamina, etilamina, oxidación, lixiviación, metales preciosos

¹ M. en C. en Ingeniería Metalúrgica del Centro de Investigación y estudios Avanzados del IPN, Unidad Saltillo. Av. Industria Metalúrgica #1062, Parque Industrial Ramos Arizpe, Ramos Arizpe, Coahuila, 25900, México.

claudia.cos@cinvestav.edu.mx, <https://orcid.org/0000-0001-9925-2133>

² D. en C. en Ingeniería Química, Centro de Investigación y estudios Avanzados del IPN, Unidad Saltillo. Av. Industria Metalúrgica #1062, Parque Industrial Ramos Arizpe, Ramos Arizpe, Coahuila, 25900, México.

juan.fuentes@cinvestav.edu.mx, <https://orcid.org/0000-0002-3566-2835>

Autor de Correspondencia: M. en C. Claudia Emilia Cos Castillo, claudia.cos@cinvestav.edu.mx

Recibido: 14 / 11 / 2022

Aceptado: 14 / 03 / 2023

Publicado: 20 / 04 / 2023

Cómo citar este artículo:

Cos Castillo, C. E., & Fuentes Aceituno, J. C. (2023). Análisis integral de la disolución de los metales preciosos con sistemas de lixiviación novedosos a base de aminas. *EPISTEMUS*, 17(34). <https://doi.org/10.36790/epistemus.v17i34.267>

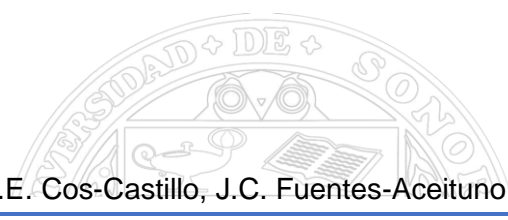
Comprehensive Analysis of the Dissolution of Precious Metals with Innovative Amine-Based Leaching Systems

ABSTRACT

In this research work, novel amine-based leaching systems monoethanolamine (MEA) and ethylamine (EA) were studied from an electrochemical approach to improve the understanding of the dissolution reaction mechanism of precious metals, i.e., gold and silver. The effect of MEA and EA concentration on the oxidation rate of precious metals is presented. The study is complemented with electrochemical techniques such as: open circuit potential technique (OCP), linear voltammetry (VL) and chronoamperometry. The results show that these amines have a great potential in dissolving Au and Ag since average current densities of 0.008 and 0.013 A/cm² are reached using the MEA, and 0.023 and 0.029 A/cm² using the EA, respectively. Furthermore, the results indicate that both MEA and EA could decrease the environmental impact involved in hydrometallurgical processes.

Key words: Monoethanolamine, ethylamine, oxidation, leaching,





Introducción

Se han estudiado sistemas de lixiviación a base de tiosulfato y tiourea como una alternativa al sistema convencional de cianuro para la recuperación del oro y la plata. Sin embargo, estos sistemas tienen un mecanismo de reacción complejo lo que conduce a la comunidad científica a resolver su principal problema; el consumo masivo del cianuro, tiourea y tiosulfato en presencia del cobre. No obstante, se ha sugerido el uso de distintos compuestos químicos para la extracción de dichos metales preciosos (principalmente la plata) como lo es el nitrito [1] y la monoetanolamina (MEA) [2] para la estabilización del cobre y disminuir el consumo del tiosulfato durante la lixiviación del oro y la plata. Donde se logró encontrar la posibilidad de crear complejos del tipo Ag-MEA que favorecen la disolución de la plata, llevándonos a explorar sistemas lixiviantes a base de aminas para la disolución de los metales preciosos [1]–[9].

Como es el caso de los sistemas MEA-NH₃-H₂O₂ y EA-NH₃-H₂O₂, debido al logro eficiente de la disolución de la plata sustituyendo el agente oxidante cobre por el peróxido. En este sentido, al conocer que la MEA y EA son aminas primarias y que son considerados compuestos orgánicos amigables con el medio ambiente y poco tóxicas, dado al principal uso de éstas en la encapsulación del CO₂ en industrias petroleras, nos dan la posibilidad de disolver los metales preciosos sin perjudicar el medio ambiente tal y como lo hacen otras especies químicas altamente contaminantes e.g., el cianuro [10]–[13].

METODOLOGÍA

Materiales, equipos y reactivos

Las soluciones lixiviantes se prepararon con reactivos de grado analítico y agua destilada. Los reactivos utilizados fueron: electrodos de disco tipo rotatorio de oro y plata (99.999%, Alfa Aesar),



etilamina (66-72%, Sigma-Aldrich) y monoetanolamina (99.76%, J. T. Baker). Para el ajuste del pH se utilizó, hidróxido de sodio (98.3%, Fermont).

Estudio termodinámico

Con el fin de estudiar la naturaleza de la disolución de la plata y del oro en soluciones de MEA y EA sometidas a diferentes condiciones de pH y concentraciones de los reactivos, se construyeron diagramas de Pourbaix (Eh-pH) para cada una de las soluciones para determinar las especies de MEA y EA con el fin de discernir el potencial anódico a partir del cual comienza la formación de los complejos deseados, es decir, MEA-Ag y EA-Ag.

La construcción de los diagramas termodinámicos se realizó en el software MEDUSA© (Make Equilibrium Diagrams Using Sophisticated Algorithms). A pesar de que este programa contiene Hydra, una base de datos extensa de constantes de equilibrio, es importante resaltar que a dicho programa se le anexaron las constantes de equilibrio para las diferentes posibles reacciones de complejación de la monoetanolamina y la etilamina tal y como lo muestra la tabla 1. Las condiciones para la modelación de las soluciones son reportadas en la tabla 2.

Tabla 1. Constantes de equilibrio anexadas al programa MEDUSA ©

Reacciones químicas	Log K	Referencia
$\text{Ag}^+ + \text{EA} = \text{AgEA}^+$	3.38 para $I = 0.5$	Smith & Martell, (1975) [14]
$\text{Ag}^+ + 2\text{EA} = \text{Ag}(\text{EA})_2^+$	7.30 para $I = 0.5$	
$\text{Ag}^+ + \text{MEA} = \text{AgMEA}^+$	3.13 para $I = 0.5$	
$\text{Ag}^+ + 2\text{MEA} = \text{Ag}(\text{MEA})_2^+$	6.68 para $I = 0.5$	
Donde I = fuerza iónica		



Tabla 2. Concentraciones utilizadas para la modelación termodinámica y construcción de los diagramas de Pourbaix (Eh-pH).

Sistema	Concentración (M)		
	Ag	EA	MEA
Ag-H ₂ O	1x10 ⁻⁵		
Ag-EA-H ₂ O	1x10 ⁻⁵	0.05	
Ag-MEA-H ₂ O	1x10 ⁻⁵		0.05

Estudio electroquímico

Se utilizó una celda electroquímica convencional de tres electrodos para la realización de los experimentos electroquímicos, la cual constituye los siguientes componentes: un reactor de vidrio pyrex de 100 mL de capacidad, los electrodos de trabajo tipo disco rotatorio de plata y de oro de alta pureza, el electrodo de referencia de Ag/AgCl dentro del capilar de Luggin y el contraelectrodo de grafito. En el reactor de vidrio pyrex (vaso de precipitado de 100 mL) se vertieron 50 mL de las soluciones mostradas en las tablas 3 a diferente concentración de reactivos y pH a temperatura ambiente (24 °C). Cabe mencionar que el pH de cada solución se midió con un electrodo de pH (SENSOREX). De igual manera, la temperatura se registró empleando un termómetro de mercurio. Posteriormente, se conectaron el electrodo de trabajo de tipo disco rotatorio, el electrodo de referencia sumergido en la solución sobresaturada de KCl en el capilar de Luggin y el contraelectrodo de grafito al Potenciostato/Galvanostato (VersaStat 4) en donde se realizaron las técnicas electroquímicas pertinentes; las técnicas de potencial de circuito abierto (OCP) y de voltametría lineal (VL).



Tabla 3. Soluciones utilizadas para el estudio electroquímico de la oxidación de la plata y del oro.

Solución	Concentración (M)	pH
Blanco	Agua destilada (H ₂ O)	11.21
EA	0.05, 0.10, 0.20, 0.50, 0.80, 1.00 y 1.50 M	11.3, 11.6, 12.2, 12.4, 12.5, 12.6, 12.7 (natural)
MEA	0.05, 0.10, 0.20, 0.50, 0.80, 1.00 y 1.50 M	10.8, 11.3, 11.5, 11.8, 11.8, 12.0, 12.1 (natural)

La primera técnica utilizada en el estudio electroquímico fue la de OCP durante 2 y 5 min. Una vez determinado el OCP, éste se tomó como punto de partida en la técnica de voltametría lineal (VL). En la técnica de VL los electrodos de trabajo tipo disco rotatorio de oro (Au) y plata (Ag) se sometieron a una velocidad de barrido de potencial de 35 mV/s, hacia la dirección anódica hasta el límite de descomposición de la solución electrolítica, 2.6 V vs SHE. Con estas pruebas se pretendió elucidar el potencial de corrosión y el potencial a partir del cual la disolución del Au y Ag son controlados por la difusión de especies fluidas a través de la doble capa de la interfase oro/plata-solución.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Estudio termodinámico de la lixiviación de la plata

El comienzo de esta investigación fue a partir del estudio termodinámico para tener un mejor entendimiento de la especiación de las soluciones lixiviantes, se delimitó el comportamiento del sistema Ag-MEA-H₂O.



Sistema Ag-MEA-H₂O

En la figura 1B se presenta un diagrama de Pourbaix para el sistema Ag-MEA-H₂O en donde se observa que al tener concentraciones bajas de MEA es posible la formación del complejo deseable Ag(MEA)₂⁺ en medios alcalinos i.e., a un pH > 7. De igual forma, es evidente que la formación del complejo Ag(MEA)₂⁺ se favorece conforme el pH se hace más alcalino, e.g., se requiere un potencial de 0.5 y 0.28 V vs SHE para oxidar a la plata en un pH de 7 y 10, respectivamente. Además, se puede diferenciar con respecto a la figura 1A que las áreas donde prevalecen los sólidos de plata, así como la especie Ag(OH)₂, son desplazadas por la MEA, tal y como se infirió en estudios previos con respecto al uso de las aminas para disolver la plata [13].

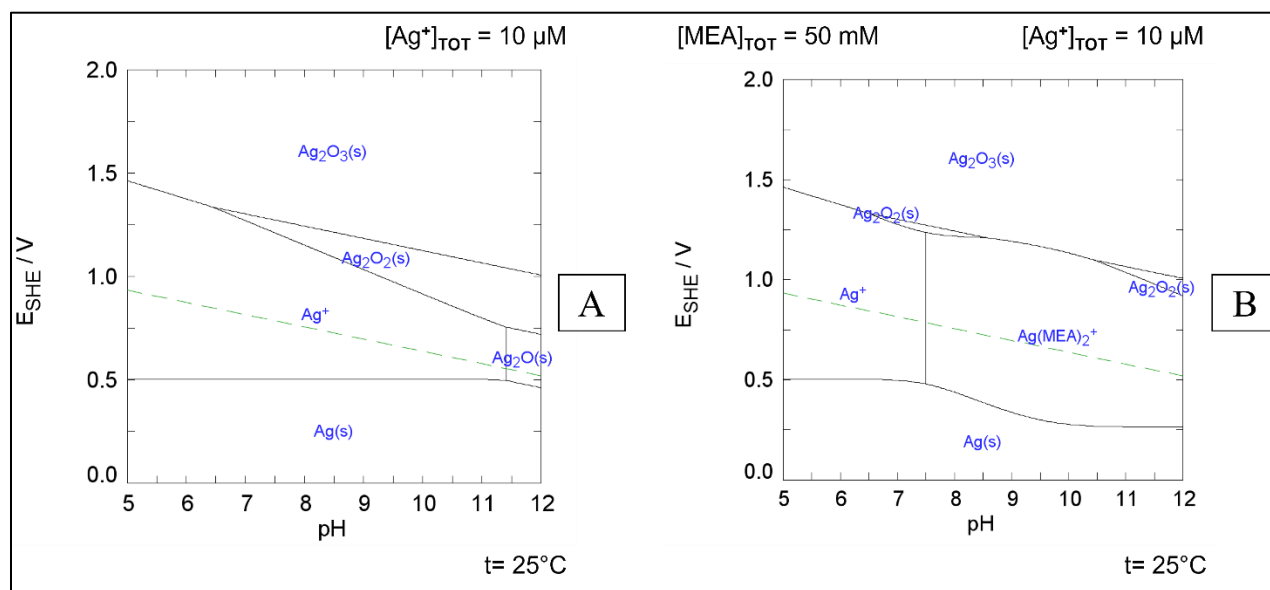


Figura 1. Diagrama de Pourbaix de los sistemas (A) Ag-H₂O y (B) Ag-MEA-H₂O.

Sistema Ag-EA-H₂O

De igual manera, se modeló termodinámicamente el sistema Ag-EA-H₂O, con el fin de dilucidar los complejos estables que la EA puede formar con la plata. En la figura 2B se puede observar

que la etilamina también puede complejar a la plata, formando la especie $\text{Ag}(\text{EA})_2^+$, con concentraciones bajas de etilamina; 0.05 M. El complejo Ag-EA, se forma en condiciones alcalinas en el intervalo de pH desde 8.43 hasta 14 bajo los potenciales anódicos tales como 0.48 a 0.23 V vs SHE. Así mismo, se puede observar que la EA desplaza las zonas de los sólidos de plata a potenciales más catódicos tal y como se pudo observar con la MEA, que pueden ser diferenciadas en la figura 2A.

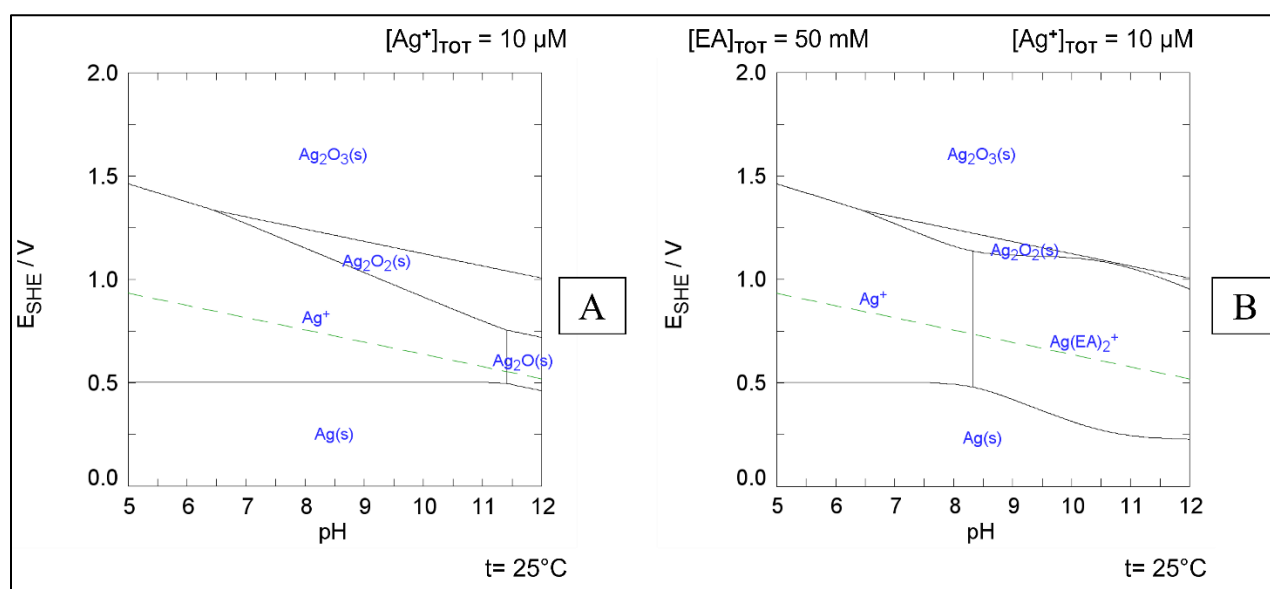


Figura 2. Diagrama de Pourbaix de los sistemas (A) Ag-H₂O y (B) Ag-EA-H₂O.

Estudio electroquímico de la oxidación de la plata

Sistema Ag-MEA-H₂O

Una vez determinadas las especies presentes en los sistemas, se procedió a realizar la experimentación electroquímica de cada una de las soluciones y sistemas para tener un conocimiento más amplio en cuanto al comportamiento redox de las soluciones con la superficie de la plata.



La figura 3 muestra el comportamiento electroquímico de la MEA con la plata en condiciones oxidantes. Se puede observar que, a pesar de llegar a potenciales límites a la descomposición de la solución, tales como 2.6 V vs SHE, la reacción que ocurre dentro del sistema es ininterrumpida y mantiene la misma tendencia. Es decir, la reacción no llega a ser un proceso controlado por difusión. Además, se observa que al incrementar la concentración de la MEA aumenta la densidad de corriente y, el OCP de la solución es recorrido a potenciales catódicos (ver tabla 4).

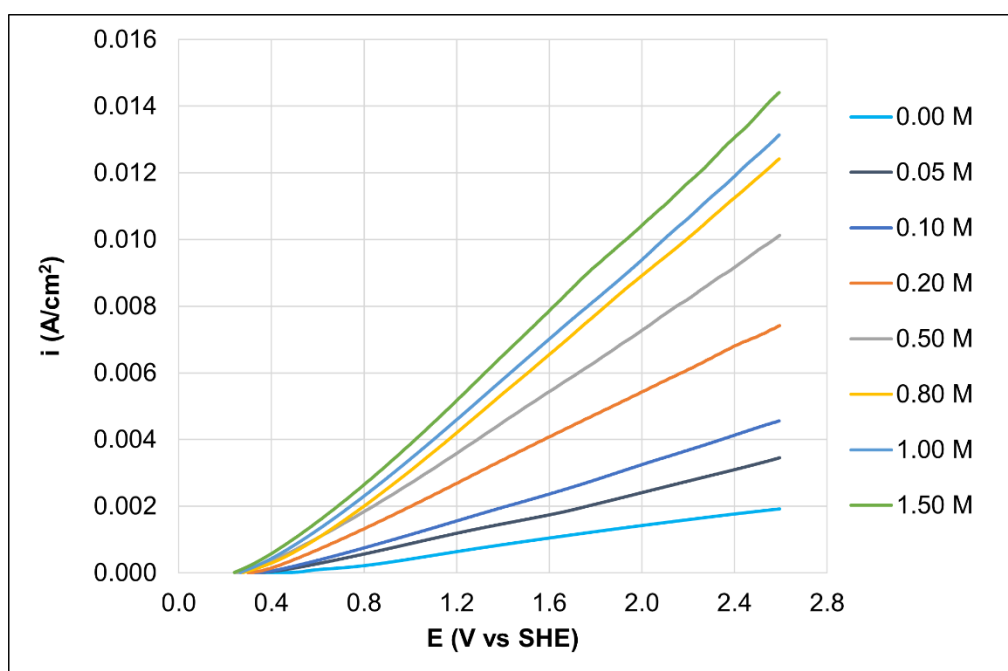


Figura 3. Polarización anódica de la plata variando la concentración de la MEA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). El voltamperograma lineal se realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

Tabla 3. Comportamiento del OCP de la plata al variar la concentración molar de la MEA durante dos minutos.

Concentración de MEA (M)	OCP (V vs SHE)	i (A/cm ²)
0.00	0.40	0.002

0.05	0.36	0.004
0.10	0.30	0.005
0.20	0.27	0.007
0.50	0.17	0.010
0.80	0.14	0.012
1.00	0.14	0.013
1.50	0.11	0.014

Sistema Au-MEA-H₂O

La determinación termodinámica de las especies presentes en este sistema no es posible puesto que, en la bibliografía no hay constantes de equilibrio o valores de energía libre de Gibbs que puedan ser modeladas termodinámicamente. Sin embargo, la discusión del comportamiento redox de las soluciones con la superficie del electrodo de oro, hasta el momento se realizará solamente desde una perspectiva electroquímica.

La figura 4 muestra el comportamiento electroquímico de la MEA con el oro en condiciones oxidantes, donde se puede observar tres aspectos: 1) al llegar a potenciales límites a la descomposición de la solución tales como 2.6 V vs SHE el incremento de la densidad de corriente es proporcional a la concentración como es el caso de los sistemas Ag-MEA-H₂O además, no hay indicios de ser un proceso controlado por difusión; 2) al incrementar la concentración de la MEA, el OCP de la solución es recorrido a potenciales catódicos (ver tabla 4) y 3) se manifiesta una caída de la densidad de corriente en un potencial aproximado a 0.8 V vs SHE empleando la concentración 1.5 M de MEA, por lo que cabe la posibilidad de que se presente más de un mecanismo de reacción con el sistema Au-MEA-H₂O. Esto podría ser interpretado que entre más cantidad de MEA se encuentre en el sistema, más oro interaccionará con éste para formar complejos del tipo Au-MEA. Sin embargo, la caída de la densidad de corriente notoria en la



concentración de 1.5 M de MEA en un potencial aproximado de 0.8 V vs SHE nos permitió hacer un acercamiento en un rango de potencial de 0.2-1.2 V vs SHE (ver figura 5) para observar detenidamente la posibilidad de que ocurra más de un mecanismo de reacción en este sistema.

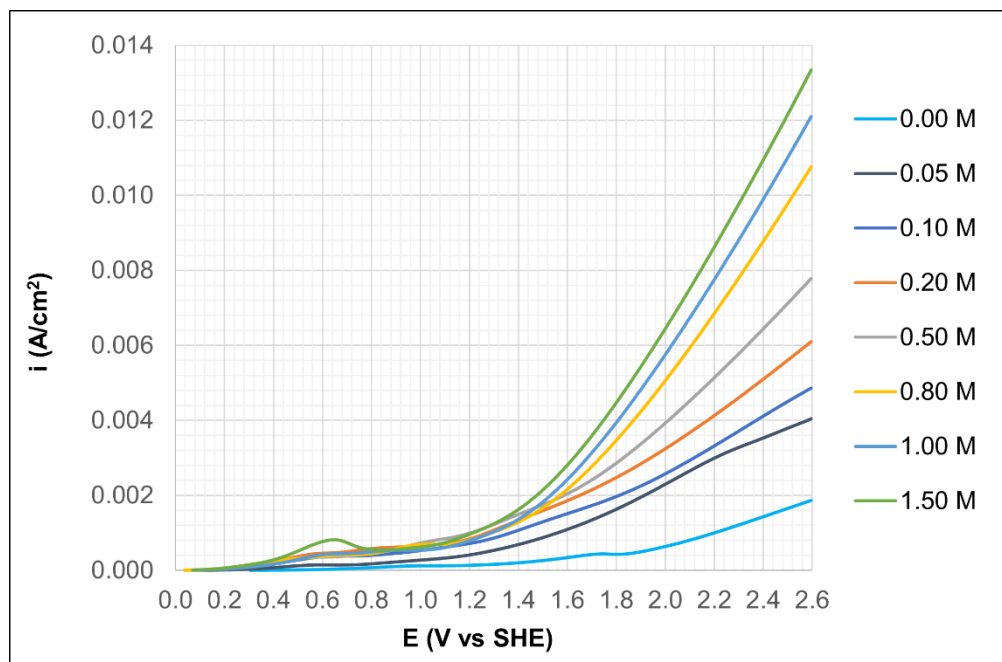
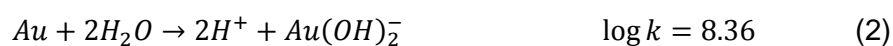


Figura 4. Polarización anódica del oro variando la concentración de la MEA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). El voltamperograma lineal se realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

Tabla 4. Comportamiento del OCP del oro al variar la concentración molar de la MEA durante dos minutos.

Concentración de MEA (M)	OCP (V vs SHE)	i (A/cm ²)
0.00	0.21	0.002
0.05	0.12	0.004
0.10	0.09	0.005
0.20	0.08	0.006
0.50	0.10	0.008
0.80	0.04	0.011
1.00	0.04	0.012
1.50	0.05	0.013

Si se presta atención al blanco (0 M de MEA) a un pH de 11.2, es posible observar dos pequeñas mesetas que se forman durante el barrido de potencial anódico del oro. Esto posiblemente podría ser atribuido a que el primer mecanismo de reacción corresponda a la ecuación (1) y después prosiga a la ecuación (2). Sin embargo, esto es una suposición preliminar, la cual deberá ser estudiada a detalle empleando otras técnicas electroquímicas y de caracterización.



En bajos potenciales tales como 0.6 V vs SHE aproximadamente, la formación del complejo AuOH es más estable y al ir incrementando el potencial anódico se verá reflejado una competencia entre el complejo Au(OH)₂⁻ y AuOH en un potencial aproximado de 0.95 V vs SHE. No obstante, al ir introduciendo MEA en el sistema se puede observar que las mesetas se recorren e incluso solo da lugar a un solo mecanismo de reacción. Como se mencionó durante el estudio termodinámico del sistema Ag-MEA-H₂O, la MEA desplaza las áreas en donde se encontraban los sólidos de plata (Ag(OH)₂) al formar el complejo Ag(MEA)₂⁺ (ver figura 1). Teniendo en cuenta esto, la MEA podría estar desplazando el segundo mecanismo de reacción mostrado en la ecuación (2) dando lugar solamente a la formación del complejo AuOH. Sin embargo, no se puede dejar de lado que exista la posibilidad de que el oro y la MEA interaccionen para crear complejos entre ellos y así, el segundo mecanismo propuesto en la ecuación (2) de lugar a la formación del complejo tipo Au-MEA. Al tener más MEA en la solución, ésta podría estar favoreciendo la formación del complejo Au-MEA dando lugar a la oxidación del oro, desplazando así el mecanismo de producción del complejo AuOH. Ya que, si se observa el comportamiento de la concentración de 1.5 M de MEA



de la figura 5, la doble meseta que se apreciaba en las demás concentraciones (0.00-1.00 M de MEA) desaparece formando solo un pico que podría ser atribuido al complejo tipo Au-MEA.

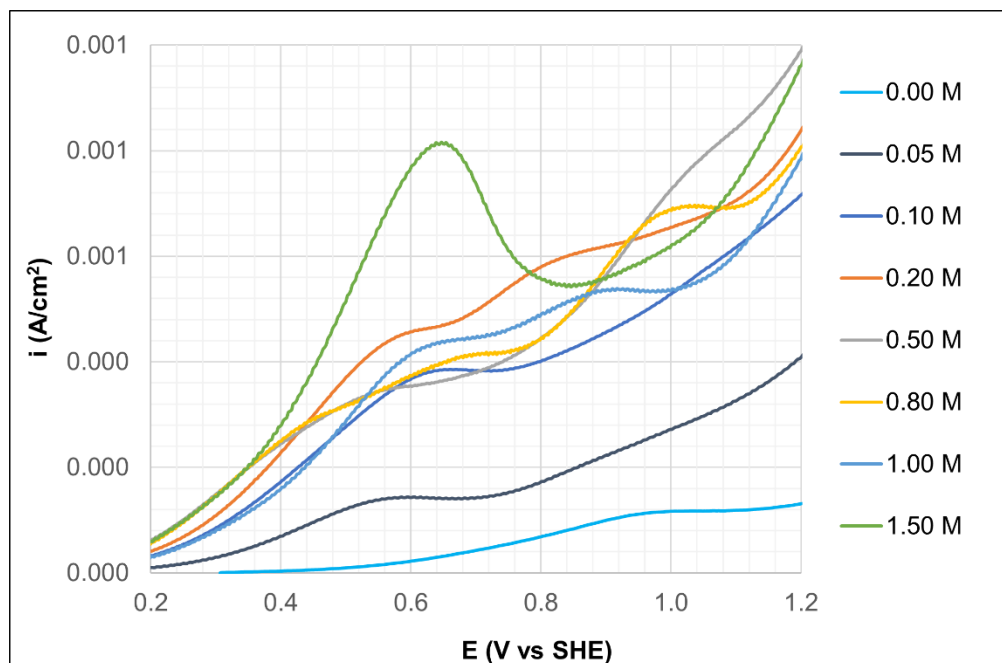


Figura 5. Polarización anódica del oro variando la concentración de la MEA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). Acercamiento del rango de potencial de 0.2-1.2 V vs. SHE del voltamperograma de la figura 4. El voltamperograma lineal se realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

Sistema Ag-EA-H₂O

Teniendo en cuenta la especiación termodinámica (ver figura 2) y los resultados electroquímicos obtenidos del sistema Ag-MEA-H₂O (ver figura 3), se decidió completar el estudio de la oxidación de la plata en la etilamina, con el fin de comprender las diferencias cinéticas que se infirieron en los resultados previos [12] obtenidos para la lixiviación de la plata utilizando la MEA y la EA. La figura 6 muestra el comportamiento electroquímico de la plata con la EA en condiciones oxidantes.

Se puede observar distintos comportamientos oxidativos de la plata mientras se incrementa la concentración de la etilamina. A pesar de llegar a potenciales límites a la descomposición de la solución, tal es 2.6 V vs SHE, las distintas reacciones que se están llevando a cabo no alcanzan a ser controladas por un proceso difusivo.

Sin embargo, al utilizar bajas concentraciones de EA, particularmente la concentración de 0.10 y 0.20 M, se puede observar que en el rango de potencial de 1 a 1.5 V vs SHE se presenta una pequeña disminución de la densidad de corriente. Esto podría ser indicio de un proceso controlado por difusión o, podría indicar que el mecanismo de reacción en la oxidación de la plata a bajas concentraciones de EA no es el mismo que se lleva a cabo al emplear altas concentraciones de la misma; es decir, la oxidación de la plata se podría llevar a cabo por medio de dos mecanismos.

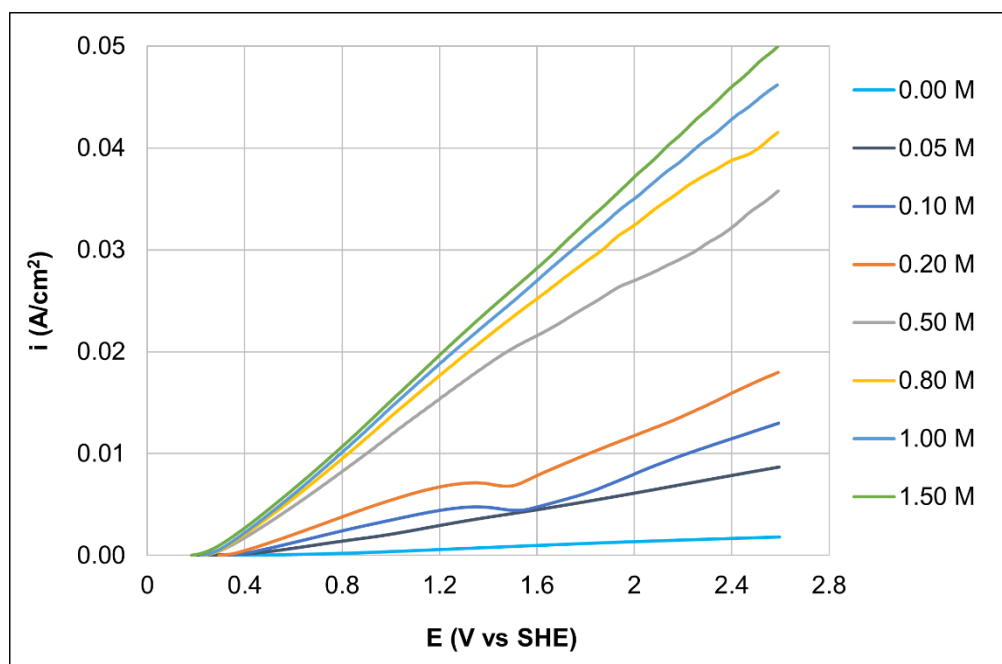


Figura 6. Polarización anódica de la plata variando la concentración de la EA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). El voltamperograma lineal se



realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

Por otra parte, al incrementar la concentración de EA, la densidad de corriente incrementa y el potencial de reposo (OCP) se ve recorrido catódicamente desde 0.21 hasta 0.04 V vs SHE para una concentración de 0.00 y 1.50 M EA, respectivamente. Este comportamiento es similar al utilizar la MEA durante la polarización anódica de la plata. Entretanto, la densidad de corriente tiene un incremento abrupto al subir la concentración de EA de 0.20 a 0.50 M. Tal incremento es del 99%, por lo que se puede inferir que el mecanismo de reacción de oxidación de la plata que ocurre en altas concentraciones de EA es mucho más rápido que a bajas concentraciones de EA. Además, y como se mencionó anteriormente, se puede deducir que el incremento lento de la densidad de corriente empleando bajas concentraciones de EA se esté llevando a cabo por medio de dos mecanismos de oxidación de la plata.

Sistema Au-EA-H₂O

Al tener un mejor entendimiento del comportamiento tanto de la MEA como la EA al interactuar con la plata, y observar que dichas aminas tienen un comportamiento similar. Ahora bien, queda preguntarse lo que la etilamina podría ofrecer al realizar los experimentos electroquímicos con el oro. Ya que se obtuvieron resultados favorables al estudiar el comportamiento oxidativo del oro usando la monoetanolamina como medio lixivante.

La figura 7 muestra el comportamiento electroquímico de la EA con el oro en condiciones oxidantes, donde se puede observar tres aspectos: 1) al llegar a potenciales límites a la descomposición de la solución tales como 2.6 V vs SHE el incremento de la densidad de corriente es proporcional a la concentración como es el caso de los sistemas Ag-EA-H₂O además, no hay



indicios de ser un proceso controlado por difusión; 2) al incrementar la concentración de la EA, el OCP de la solución es recorrido a potenciales catódico, desde 0.21 hasta 0.05 V vs SHE para una concentración de 0.00 y 1.50 M de EA, respectivamente; y 3) se manifiesta una caída de la densidad de corriente en un potencial aproximado a 1.6 V vs. SHE empleando la concentración 0.2 M de EA, por lo que cabe la posibilidad de que se presente más de un mecanismo de reacción dentro del sistema Au-EA-H₂O. Esto podría ser interpretado que entre más cantidad de EA se encuentre en el sistema, más oro interactuará con ésta para formar complejos del tipo Au-EA.

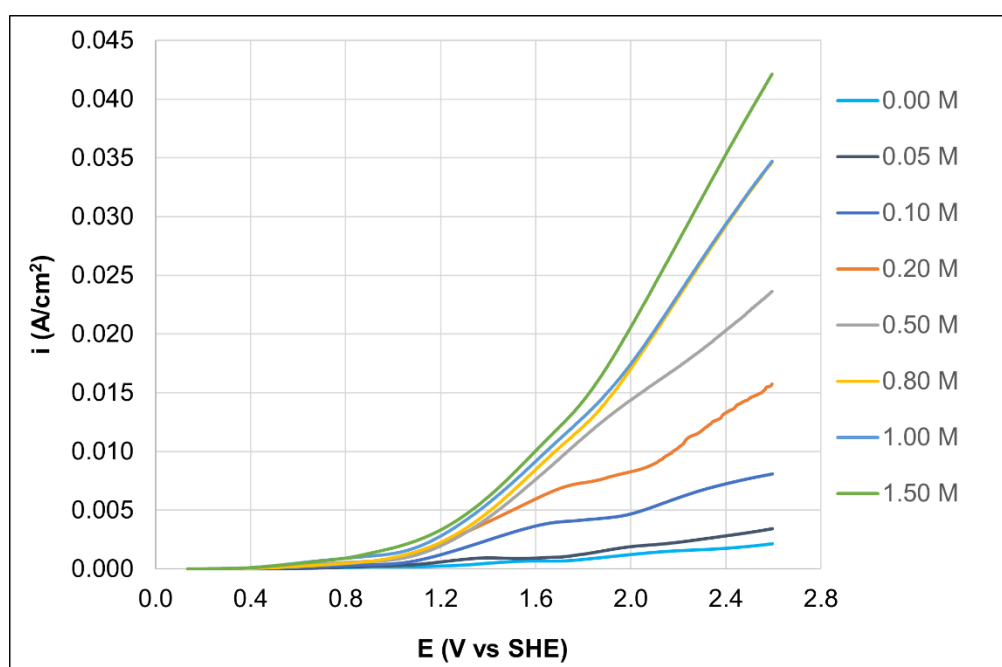


Figura 7. Polarización anódica del oro variando la concentración de la EA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). El voltamperograma lineal se realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

Asimismo, se puede observar el comportamiento anteriormente descrito en el sistema Au-MEA-H₂O. Es decir, en el experimento (blanco: 0.00 M de EA) a un pH de 11.2, es posible observar dos



pequeñas mesetas que se forman durante el barrido de potencial anódico del oro las cuales podrían estar asociados a las ecuaciones (1) y (2). No obstante, al introducir EA en el sistema se puede observar que las mesetas se recorren e incluso solo da lugar a un solo mecanismo de reacción. De hecho, es más notorio que la reacción que ocurre dentro del sistema se vuelve ininterrumpida y mantiene la misma tendencia. Esto podría atribuirse a que, como se mencionaba durante el estudio termodinámico del sistema Ag-EA-H₂O, la EA desplaza las áreas en donde se encontraban los sólidos de plata (Ag(OH)₂) al formar el complejo Ag(EA)₂⁺ (ver figura 2). Sin embargo, no se puede dejar de lado que exista la posibilidad de que el oro y la EA interaccionen y más empleando este sistema, dado a que la etilamina tiende a presentar una cinética mayor de oxidación de la Ag con respecto a la MEA. Por lo tanto, la etilamina puede llegar a crear complejos con el oro y así, el segundo mecanismo propuesto en la ecuación (2) da lugar a la formación del complejo tipo Au-EA. Puesto que, al tener más EA en la solución, ésta podría estar favoreciendo la formación del complejo Au-EA dando lugar a la oxidación del oro, desplazando así el mecanismo de producción del complejo AuOH. Ya que, si se observa el comportamiento de la oxidación del oro en el rango de potencial de 0.4 a 2.0 V vs SHE de la figura 5, la doble meseta se ve recorrida al emplear las concentraciones de 0.05 a 0.20 M y desaparece al incrementar la concentración de etilamina (0.50-1.50 M de EA). Este resultado ratifica que la oxidación del oro se puede deber a la formación del complejo tipo Au-EA.



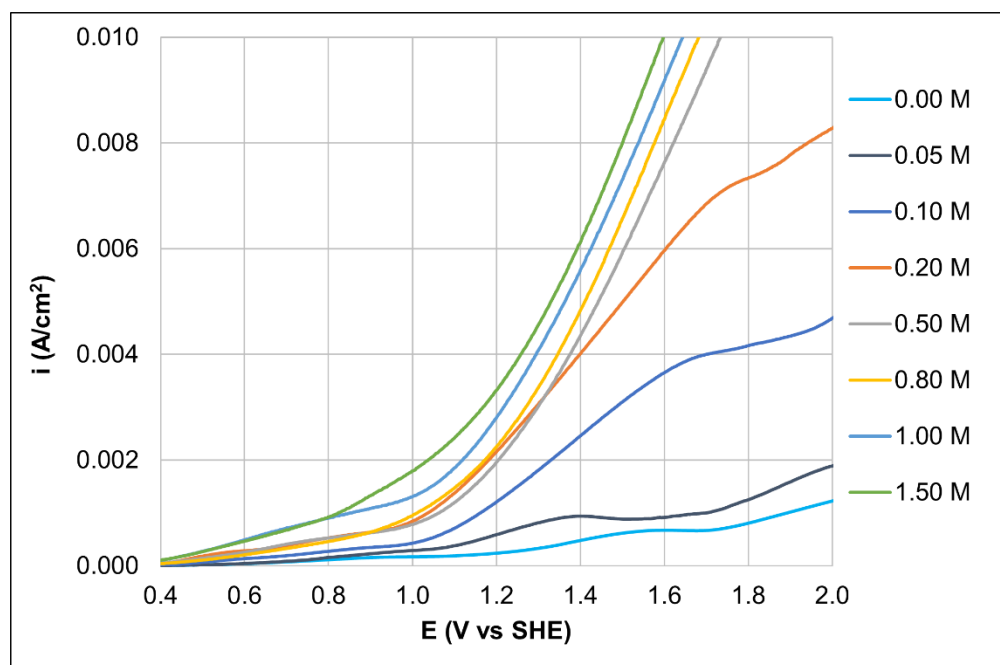


Figura 8. Polarización anódica del oro variando la concentración de la EA manteniendo el pH natural de cada una de las soluciones (ver tabla 3). Acercamiento del rango de potencial de 0.4-2.0 V vs. SHE del voltamperograma de la figura 7. El voltamperograma lineal se realizó barriendo el potencial desde el OCP hacia la dirección anódica a 35 mV/s y temperatura ambiente.

CONCLUSIÓN

El uso de las aminas para la extracción de los metales preciosos ha dado resultados sumamente prometedores e incluso enigmáticos. Por lo que, es necesario seguir estudiando el comportamiento oxidativo tanto del metal precioso como el de la descomposición de la solución orgánica, i.e., la MEA y la EA. Ya que, hay muy poca información sobre este último en la bibliografía.



Además, el comportamiento peculiar al oxidar la plata tanto en bajas como en altas concentraciones de EA sugiere un posible control mixto del tipo electroquímico-químico dentro del sistema Ag-EA-H₂O.

Finalmente, la oxidación del oro tanto en MEA como EA sugieren la posibilidad de disolver este metal precioso en estos sistemas lixiviantes. Comparando las densidades de corriente del Au y la Ag obtenidas con las concentraciones más bajas de ambas aminas (0.05 M); para la MEA 0.0004 y 0.006 A/cm² y la EA de 0.003 y 0.009 A/cm²; son mayores a las densidades de corriente Au y Ag reportadas; de 0.0003 y 0.002 A/cm², empleando 0.01 M de cianuro [15], [16].

Reconocimientos

Claudia Emilia Cos Castillo agradece al CONACyT (México) la beca de postgrado recibida. Asimismo, la colaboración de Ana Elena Muñiz, Miguel Angel Aguilar y Socorro García en esta investigación es debidamente reconocida.

Referencias

- [1] A. Holguin-Gonzalez, J. C. Fuentes-Aceituno, M. seuk Kim, and J. chun Lee, "A kinetic-mechanistic study of silver oxidation with the NaNO₂-CuSO₄ alternative novel system," *Electrochim. Acta*, vol. 337, no. 2, p. 135792, 2020, doi: 10.1016/j.electacta.2020.135792.
- [2] D. M. Puente-Siller, J. C. Fuentes-Aceituno, and F. Nava-Alonso, "An analysis of the efficiency and sustainability of the thiosulfate-copper-ammonia-monoethanolamine system for the recovery of silver as an alternative to cyanidation," *Hydrometallurgy*, vol. 169, pp. 16–25, 2017, doi: 10.1016/j.hydromet.2016.12.003.
- [3] W. D. Callister, *Fundamentals of Materials Science and Engineering*, Fifth Edit. 2001.
- [4] J. Cui and L. Zhang, "Metallurgical recovery of metals from electronic waste : A review,"



- vol. 158, pp. 228–256, 2008, doi: 10.1016/j.jhazmat.2008.02.001.
- [5] C. Hagelüeken, “Recycling of Electronic Scrap At Umicore Precious Metals,” *Acta Metall. Slovaca*, vol. 12, no. January, pp. 111–120, 2006.
- [6] M. G. Aylmore and D. M. Muir, “Thiosulfate leaching of gold - a review,” *Miner. Eng.*, vol. 14, no. 2, pp. 135–174, 2001, doi: 10.1016/S0892-6875(00)00172-2.
- [7] E. Reyes-Sandoval and J. C. Fuentes-Aceituno, “Maximization of the silver recovery with the ‘monoethanolamine-copper-ammonium sulfate’ novel system. A step towards the development of a less toxic leaching technology,” *Hydrometallurgy*, vol. 173, no. June, pp. 22–31, 2017, doi: 10.1016/j.hydromet.2017.07.007.
- [8] D. M. Puente-Siller, J. C. Fuentes-Aceituno, and F. Nava-Alonso, “Hydrometallurgy A kinetic – thermodynamic study of silver leaching in thiosulfate – copper – ammonia – EDTA solutions,” *Hydrometallurgy*, vol. 134–135, pp. 124–131, 2013, doi: 10.1016/j.hydromet.2013.02.010.
- [9] D. M. Puente-Siller, J. C. Fuentes-Aceituno, and F. Nava-Alonso, “Study of thiosulfate leaching of silver sulfide in the presence of EDTA and sodium citrate. Effect of NaOH and NH₄OH,” *Hydrometallurgy*, vol. 149, pp. 1–11, 2014, doi: 10.1016/j.hydromet.2014.06.004.
- [10] S. D. Sharma and M. Azzi, “A critical review of existing strategies for emission control in the monoethanolamine-based carbon capture process and some recommendations for improved strategies,” *Fuel*, vol. 121, pp. 178–188, 2014, doi: 10.1016/j.fuel.2013.12.023.
- [11] M. A. Sutton, J. W. Erisman, F. Dentener, and D. Möller, “Ammonia in the environment: From ancient times to the present,” *Environ. Pollut.*, vol. 156, no. 3, pp. 583–604, 2008, doi: 10.1016/j.envpol.2008.03.013.



- [12] C. E. Cos Castillo, "Estudio electroquímico del comportamiento redox de la plata en sistemas acuosos sin cianuro," Centro de Investigación y de Estudios Avanzados del Instituto Politécnico Nacional, 2020.
- [13] C. E. Cos-Castillo and J. C. Fuentes-Aceituno, "A comprehensive mechanistic analysis of silver dissolution with the monoethanolamine-copper-ammonium system and the development of a novel leaching technology," *Miner. Eng.*, vol. 186, p. 107753, Aug. 2022, doi: 10.1016/J.MINENG.2022.107753.
- [14] R. M. Smith and A. E. Martell, *Critical Stability Constants Volumen 2: Amines*, vol. 2. 1975.
- [15] M. M. Aghamirian and W. T. Yen, "A study of gold anodic behavior in the presence of various ions and sulfide minerals in cyanide solution," *Miner. Eng.*, vol. 18, no. 1, pp. 89–102, 2005, doi: 10.1016/j.mineng.2004.05.008.
- [16] J. Li and M. E. Wadsworth, "Electrochemical Study of Silver Dissolution in Cyanide Solutions," *J. Electrochem. Soc.*, vol. 140, no. 7, pp. 1921–1927, 1993, doi: 10.1149/1.2220740.

Cómo citar este artículo:

Cos Castillo, C. E., & Fuentes Aceituno, J. C. (2023). Análisis integral de la disolución de los metales preciosos con sistemas de lixiviación novedosos a base de aminas. *EPISTEMUS*, 17(34). <https://doi.org/10.36790/epistemus.v17i34.267>

