

# ¿Los culpables son los electrones?: Una propuesta experimental a microescala de las reacciones redox

Ballesteros-Hernández Lidia Elena<sup>1</sup>, Contreras-Bárbara José Roberto<sup>2</sup>, Garza-Ortiz Ariadna<sup>3</sup>, Cervera-Castro Flor de María<sup>4</sup>, Hernández-Chávez Macaria<sup>5\*</sup>

<sup>1</sup>Universidad Nacional Autónoma de México, Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, México.


<sup>2</sup>Tecnológico Nacional de México Campus Atitalaquia, México.

<sup>3</sup>Universidad Autónoma de Campeche, Facultad de Ciencias Químico-Biológicas, México.

<sup>4</sup>Departamento de Ciencias, Tec de Monterrey Campus Querétaro, México.

<sup>5</sup>\*Instituto Politécnico Nacional, Unidad Profesional Interdisciplinaria de Ingeniería Campus Hidalgo, Ciudad del Conocimiento y la Cultura, San Agustín Tlaxiaca 42162, Hidalgo, México.

\*Autor para correspondencia: [mhernandezch@ipn.mx](mailto:mhernandezch@ipn.mx)

ORCID : 0000-0002-8164-2835

**Recibido:**  
03/junio/2022

**Aceptado:**  
30/diciembre/2022

**Palabras clave:**  
Microescala,  
aluminio,  
cobre (II)

**Keywords:**  
Microscale,  
aluminum,  
copper (II)

## RESUMEN

En el presente trabajo se describe una propuesta experimental en microescala que busca que los estudiantes expliquen los conceptos de reacciones de óxido reducción (redox), su asociación al potencial estándar, espontaneidad de una reacción y termoquímica, a partir de la reacción entre el  $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  y aluminio en presencia de NaCl. Esta experiencia práctica, diseñada como una actividad experimental a realizar en casa, busca atender los objetivos de aprendizaje de un curso de química inorgánica, en condiciones de confinamiento por la pandemia de COVID-19, aprovechando las bondades de la química en microescala. Es un experimento que se puede realizar de manera segura en casa (siguiendo las medidas de seguridad del experimento), con reactivos asequibles empleando pequeñas cantidades.

## ABSTRACT

This paper presents a microscale experimental proposal that seeks for students to explain the concepts of redox reactions (redox), associated with standard potential, spontaneous processes, and thermochemistry; from the reaction between  $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  and aluminum in the presence of NaCl. This practical experience, which arises from the experimental work carried out at home during the pandemic caused by COVID-19, takes advantage of the benefits of the microscale in chemistry, it is an experiment that can be carried out safely at home, with affordable reagents that are used in very small quantities.

## Introducción

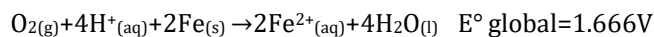
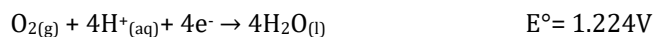
Las reacciones de óxido-reducción son las reacciones que ocurren con mayor rapidez en la naturaleza, ejemplo de ello es el primer proceso estudiado por las civilizaciones antiguas: la combustión como una transformación química. En 1774, Lavoisier explicó la combustión como una combinación química entre el oxígeno de la atmósfera y la materia combustible. Esta idea llevó a la explicación de procesos de reacción redox más complejos, como la respiración celular y la fotosíntesis. Una vez descubierto el electrón, lo que ocurrió más de 100 años después, las reacciones redox se explicaron a través de la pérdida y ganancia de electrones. Los culpables eran los electrones.

Otro proceso químico importante asociado a las propiedades redox es la corrosión de los metales, tema extremadamente útil en el estudio de la reacción redox ya que los estudiantes la han presenciado, como la corrosión de metales. La corrosión del hierro es un ejemplo clásico, pero algunos otros son de interés.

Así podemos explicar por qué los culpables son los electrones, enumerando las características de una reacción redox:

- Si una especie se reduce, deberá haber una que se oxide.
- Implica un cambio químico neto característico.
- El número de oxidación de un átomo, que especifica el número de sus electrones que pueden participar en la formación de enlaces con otros átomos, podría usarse para evaluar si una especie se está oxidando o reduciendo. Si aumenta el número de oxidación, se está produciendo una oxidación. Si un número de oxidación disminuye, se está produciendo una reducción (Kotz y Treichel, 2005).
- En ese sentido, por razones conceptuales, la reacción redox suele separarse en dos semirreacciones, ya que por ejemplo al sufrir una reducción la especie, es decir ocurrir una ganancia de electrones, por ejemplo, el  $\text{Fe}^{2+}$ , se transforma en su contraparte reducida  $\text{Fe}^0$ . Estas especies, oxidada y reducida de la semirreacción del hierro, forman lo que se llama un par redox (Petrucci, 2010).
- A partir de estos pares se formula un concepto conocido como el potencial estándar de reducción de un par,  $E^\circ_{(\text{ox/red})}$ , que corresponde a una semirreacción determinada y que es una herramienta útil para evaluar la facilidad con la cual una especie química se oxida o se reduce.

• El ordenamiento de los pares redox según su  $E^\circ$  se denomina serie electroquímica. Cuanto más positivo es el valor de  $E^\circ$  para una semirreacción, mayor es la tendencia de que esta ocurra, es decir, que la especie oxidada se reduzca. A partir de lo cual se pueden hacer predicciones de reactividad ya que entre más positivo sea el  $E^\circ$  de la reacción global, es indicativo de que el proceso es termodinámicamente favorable, de tal forma que como en el caso del hierro, su oxidación es termodinámicamente favorable en condiciones ambientales, ya que su  $E^\circ$  global es de 1.666V.



Según la tabla de potenciales estándar de reducción, existen varios metales, que bajo condiciones ambientales pueden ser oxidados. El caso más común es el del hierro ( $E^\circ = -0.440\text{V}$ ), pero el zinc ( $E^\circ = -0.76\text{V}$ ), el níquel ( $E^\circ = -0.28\text{V}$ ) o el aluminio ( $E^\circ = -1.67\text{V}$ ) son otros ejemplos viables, aplicando la misma reacción global, en donde se justifica que son termodinámicamente factibles.

En la enseñanza de estos conceptos y considerando que existen recomendaciones sobre la integración de situaciones de la vida cotidiana, es común tomar como ejemplo el hierro y su oxidación. Sin embargo, los estudiantes también están familiarizados con el aluminio, y debido a la apariencia de los materiales de este elemento lo consideran erróneamente como inerte. Analizando el potencial estándar, la reacción es termodinámicamente posible y en efecto se produce la corrosión del aluminio; sin embargo, el  $\text{Al}_2\text{O}_3$  formado es indistinguible del metal, ya que ambos presentan la misma coloración (Brown, 2014). Adicionalmente, una vez que se forma el óxido, éste constituye una capa protectora que impide que el aluminio de las capas inferiores sea oxidado por el oxígeno del ambiente. De tal manera que los estudiantes suelen hacer la conclusión errónea de que el aluminio no sufre oxidación, por lo que esta propuesta representa una estrategia experimental que permite resolver ese error de concepto y constatar, experimentalmente, la oxidación del aluminio, a partir de una serie de observaciones y mediciones experimentales, acompañadas de cálculos teóricos.

En realidad, la oxidación del aluminio ocurre a una velocidad alta debido a las propiedades reductoras del metal; como se puede observar a partir de su potencial estándar redox:



De hecho esta propiedad del aluminio de oxidarse se aprovecha comercialmente, ya que es posible realizar el proceso electroquímicamente, por medio de un proceso de anodizado, con el cual se persigue incrementar el grosor de la capa protectora del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Este proceso se conoce como pasivado del metal y es el fundamento de aplicaciones industriales que permiten su uso en la vida cotidiana de estructuras de aluminio resistentes a la corrosión, como los cancelos en el baño y en las ventanas exteriores (Allan et al., 2021).

El uso de técnicas en microescala tiene una serie de ventajas sobre los métodos tradicionales de experimentación en la enseñanza de la química (Ibañez, 2005; Petrucci y Herring, 2011):

1. Reducción de riesgos de accidentes químicos y detrimento de residuos.
2. Disminución en costos de equipo, material y reactivos.
3. Factibilidad de desarrollo aun en condiciones limitadas de inventario.
4. Desarrollo e instrumentación viable.
5. Mayor enfoque por parte de los estudiantes en los principios a aprender, aclarando errores conceptuales del pasado.
6. Integración en las actividades experimentales en línea, como las originadas por la COVID-19.

El diseño de actividades de aprendizaje en las cuales, los estudiantes, aprovechando las experiencias cotidianas puedan analizar los fenómenos químicos, partiendo del interés de comprender esas transformaciones que ocurren frente a sus ojos, de formularse adecuadamente, promueven habilidades de pensamiento científico como son la observación, la formulación de hipótesis, el registro de resultados y la generación de conclusiones. Es debido a las recientes condiciones de confinamiento en las que nos encontramos por la pandemia provocada por la COVID-19, que se vuelve prioritario, contar con opciones de actividades experimentales que puedan realizarse en las casas de los estudiantes, con materiales de fácil acceso, para que, a partir de un registro de resultados y generación de conclusiones tras una confrontación de lo encontrado en la experimentación sencilla, los estudiantes puedan desarrollar dichas habilidades de pensamiento científico.

## Metodología

La propuesta experimental que a continuación se describe a detalle, comprende el desarrollo de una serie de experimentos en microescala a partir de la cual será posible la observación específica de cambios de la materia, formación de precipitados o gases, e incluso el registro de cambios de temperatura, que en su conjunto le darán oportunidad al estudiante de concluir, si ocurre la oxidación del aluminio o no. Para desarrollar la propuesta experimental se requieren de los siguientes reactivos y materiales.

### Reactivos y materiales:

- Solución 0.5 M de  $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Papel Aluminio cuadro de (1 cm x 1 cm)
- Sal de mesa (NaCl)
- Termómetro digital
- Placa para ensayos a la gota

### Equipo de protección personal:

Bata de laboratorio de algodón.  
Lentes de seguridad  
Guantes

### Medidas de seguridad:

Aun cuando las cantidades que se manejan son muy pequeñas y la cantidad de hidrógeno es muy pequeña, consideramos importante alertar sobre el peligro que puede existir al formarse hidrógeno molecular, compuesto altamente inflamable. Por lo que es necesario desarrollar el experimento lejos de fuentes de ignición.

### Procedimiento:

1. Colocar el cuadro de papel aluminio sobre uno de los pozos de la placa para ensayos a la gota.
2. Agregar una gota de la solución 0.5 M de  $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  en el centro del papel aluminio (Figura 1). Registrar cualquier cambio que se observe en el sistema al combinar las dos sustancias.
3. Repetir el proceso anterior, pero ahora agregando algunos cristales de NaCl sobre la gota de la solución de  $\text{Cu}(\text{SO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  en contacto con el cuadro de papel aluminio. Registrar las observaciones.
4. Comparar los resultados de ambos experimentos realizados, considerando la apariencia, cambios de color, formación de precipitados o gases.

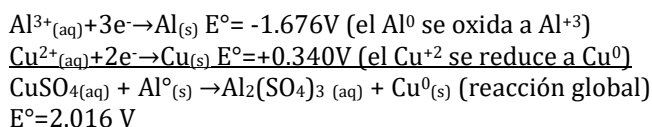


Figura 1. Condiciones y materiales de experimentación.

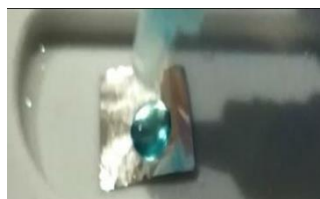
## Resultados y discusión

Después de poner en contacto la solución de sulfato de cobre(II) y el trozo de papel de aluminio (Figura 2), no deben observarse cambios. La solución mantiene su color y no se observa la formación de precipitado. Se producen cambios evidentes cuando se agregan cristales de cloruro de sodio al sistema. Es claro que los iones cloruro juegan un papel fundamental en este experimento a microescala. Como se mencionó anteriormente, la capa de  $Al_2O_3$  que cubre la superficie del papel aluminio no permite una reacción redox adicional entre el  $Cu^{2+}$  de la solución y el aluminio en el papel como cabría esperar de acuerdo con las siguientes reacciones:

El ion cloruro juega un papel fundamental en este experimento a microescala, ya que, como comentamos en la introducción, la capa de  $Al_2O_3$  que cubre la superficie del papel aluminio, no permite la reacción redox entre el cobre de la solución y el aluminio del papel, como esperaríamos de acuerdo con las siguientes reacciones:



El valor positivo del potencial explica la espontaneidad de la oxidación del aluminio. Por tanto, el efecto protector del  $Al_2O_3$  está presente, ya que no se observan cambios, aunque la reacción es termodinámicamente posible.



**Figura 2.** Papel aluminio con una gota de  $Cu(SO_4)_2 \cdot 5H_2O$

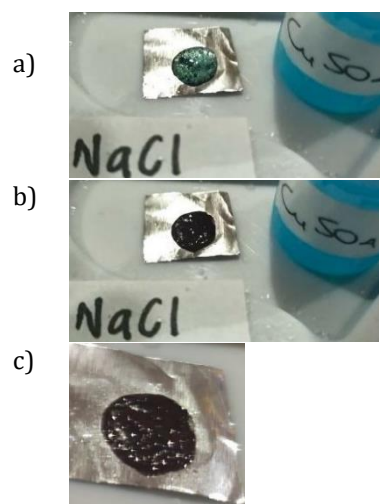
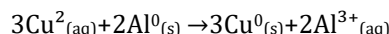
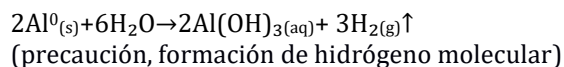
Al agregar  $NaCl$  al mismo sistema, se observan cambios. En primer lugar, se observa un cambio de color. Este cambio se explica porque el  $Cu^{2+}$  forma  $Cu^0$ , el sólido oscuro se deposita en la superficie del papel aluminio. Si el cobre sufrió una reducción, entonces necesariamente el aluminio debió oxidarse, ya que no hay ninguna otra especie que pueda experimentar oxidación. Entonces, la oxidación del aluminio tiene lugar cuando el ion cloruro está presente. Este fenómeno fue descubierto por Cliff Schrader (QuimiTube, 2021), cuando utilizó sulfato de cobre (II) en lugar de cloruro de cobre(II) para la reacción con aluminio. Al no observar cambio, agregó cloruro de sodio e inmediatamente ocurrió la reacción.

Dos posibles explicaciones surgieron de esta reactividad diferencial: la primera es que tanto los iones cloruro como el cobre en la superficie del aluminio se comportan como catalizadores de la reacción (QuimiTube 2021 y Flinn Scientific Chem, 2016).

La segunda posible explicación sugiere que los iones cloruro son capaces de migrar a través del revestimiento de óxido de aluminio. Dicho óxido de aluminio, que forma una capa protectora en la superficie del metal aluminio, evita una mayor oxidación (en este caso, por  $Cu^{2+}$ ); pero como los iones cloruro son relativamente pequeños, pueden difundirse dentro y a través del revestimiento del óxido de aluminio (Sabrina et al., 2010). Por lo tanto, el aluminio reduce los iones de cobre(II) a cobre metálico; se forma cloruro de aluminio y se lixivia a través del recubrimiento de óxido. Ahora se abre un camino para que más iones  $Cu^{2+}$  oxiden al aluminio subyacente. La reacción es rápida y extremadamente exotérmica, como se observa en las siguientes semirreacciones (QuimiTube 2021).

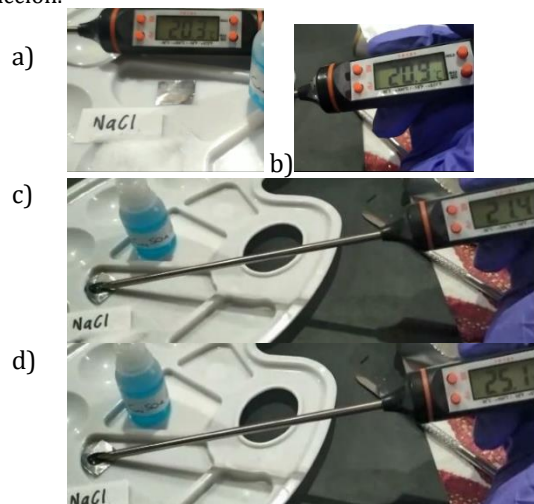


La formación de  $Cu^0$  es verificada con la aparición del sólido rojizo oscuro (Figura 3), así como el incremento en la temperatura (Figura 4) e incluso la producción de hidrógeno gas, como se describe en las siguientes reacciones:



**Figura 3.** Una gota de  $Cu(SO_4)_2 \cdot 5H_2O$  0.5 M sobre papel aluminio adicionando al sistema cristales de  $NaCl$ . **a)** Al inicio

de la reacción, **b)** al transcurrir la reacción y **c)** al finalizar la reacción.



**Figura 4.** **a)** Temperatura ambiente 20.3°C, **b)** Temperatura del sistema al inicio de la reacción, al agregar el NaCl, **c)** Progreso de la temperatura del sistema conforme transcurre la reacción y **d)** Temperatura final de la reacción.

Los resultados preliminares de la implementación de esta propuesta experimental muestran que los experimentos desarrollados despiertan el interés en los estudiantes y corrige la suposición general de que el aluminio no sufre oxidación. Este error de concepto fue identificado como presente en todos los estudiantes que participaron desarrollando esta propuesta experimental. Al observar el producto de la reacción que evidencia el fenómeno redox, los estudiantes identifican que los culpables de estos fenómenos son los electrones.

## Conclusiones

Se diseñó, adaptó y llevó a cabo exitosamente la propuesta experimental a microescala de los conceptos de óxido-reducción y potencial estándar (McCafferty, 2003; MELScience, 2021; Nuffield Foundation y The Royal Society of Chemistry, 2021; Hauben, 2013). Se recomienda para ser aplicada a nivel medio superior o superior (primeros semestres).

Al ser un experimento que requiere materiales fácilmente disponibles para los estudiantes, al no existir alto riesgo en su desarrollo y ante las condiciones de confinamiento obligadas, la propuesta experimental a microescala constituye una herramienta valiosa para el desarrollo del pensamiento crítico, la ejecución de reacciones en condiciones controladas y seguras, el estudio de conceptos clave que reafirman y aclaran los conocimientos previos, permitiendo que el alumno haga suyo el conocimiento; enganchándolo al conocimiento y a la pasión por la ciencia.

## Agradecimientos

A la Sociedad Química de México A.C., por haber organizado el taller: Laboratorio Didáctico de Química a Distancia, impartido por el Dr. Jorge Ibañez Cornejo, a quien agradecemos por el taller impartido y por la invitación a participar en el ISMChem21. Esta propuesta experimental obtuvo el primer lugar por la Royal Chemistry Society en la ISMChem21 Microscale Chemistry Conference celebrada en Inglaterra en 2021. Agradecemos a la Royal Chemistry Society, a Bob Worley y a la ISMChem21.

## Referencias

- Allan A, Worley B, Owen M., (2021). Little wonder: microscale chemistry in the classroom. *Science in School* 53:1-4.
- Brown, T.L., (2014). Química La Ciencia Central, Pearson, p. 826-842.
- Flinn Scientific Chem Fax! © (2016), Foiled Again Single Replacement Reactions. Consultado 01 de junio de 2022, de Flinn Scientific Chem Fax! ©. Sitio web: <https://www.flinnsci.com/api/library/Download/c2f239d8c3b74706972220d18f166cac>.
- Hauben, M. (2013). Chemistry using minimum-cost resources, Part 1. Consultado 01 de junio de 2022, de Chem13 News Magazine. Sitio web: <https://uwaterloo.ca/chem13-news-magazine/december-2013-january-2014/feature/chemistry-using-minimum-cost-resources-part-1>.
- Ibáñez, J., (2005) Microscale Chemistry in Latin America. *Universitas Scientiarum* 10:79-83.
- Kotz J.C., Treichel, P.M. (2005), Chemistry and chemical reactivity, Thomson, p. 826-846.
- McCafferty E., J. *Electrochem. Soc.* (2003), 150 (7): B342-B347.
- MELScience (2021), "Battle of metals" experiment. Aluminum foil vs. Copper (II) sulfate. Consultado 01 de junio de 2022, en MELScience. Sitio web: <https://melscience.com/US-en/articles/battle-metals-experiment/>.
- Nuffield Foundation and the Royal Society of Chemistry (2021), The reaction of aluminum and copper (II) sulfate Consultado 01 de junio de 2022, de Experiments Royal Chemistry Society. Sitio web: <https://edu.rsc.org/experiments/the-reaction-of-aluminium-and-copperii-sulfate/439.article>.
- Petrucchi H.R., Herring F.G., (2011). Química General. Principios y aplicaciones modernas, Pearson, p. 165-166.
- QuimiTube (2021) ¿El aluminio se oxida?. Consultado 28 de junio de 2021, de QuimiTube. Sitio web: <https://www.quimitube.com/oxidacion-aluminio/>
- Sabrina G. Sobe, S.G., Cohen, S., (2010). Spectator Ions are Important! A Kinetic Study of the Copper-Aluminum Displacement Reaction. *Journal of Chemical Education* 2010 87 (6), 616-618.