

Prácticas de Laboratorio y Electroquímica: Herramientas para enseñar y aprender Química

Amato, Alfredo V.; de los Ríos, Alejandra M.*; Garrido, Graciela R.; Leiva, Daniel R.; Ferrón, Teodoro y Aranibar, Liliana G.

Cátedra de Química General, Departamento de Ingeniería e Investigaciones Tecnológicas. Universidad Nacional de La Matanza. Florencio Varela 1903 (B1754JEC). San Justo, Buenos Aires, República Argentina.

aleros02@yahoo.com.ar; alfredoamato@hotmail.com; gracielargarrido@yahoo.com.ar; danielleiva26@yahoo.com.ar; teoferron@yahoo.com.ar; aranibarliliana@yahoo.com.ar

RESUMEN

Uno de los temas abordados en Química General es Electroquímica y las reacciones de óxido-reducción. Un modo de acercar esta problemática a los alumnos es a través del estudio de las causas y modos de prevención de la corrosión por medios electroquímicos. Se diseñó una práctica experimental empleada como herramienta didáctica con el objeto de abordar temas con cierto nivel de complejidad, con los estudiantes de primer año de las carreras de ingeniería de la Universidad Nacional de La Matanza. En un complejo industrial, más del 70% de los materiales constructivos son metales, generalmente materiales ferrosos de baja aleación muy susceptibles al ataque por corrosión debido a su tendencia a reaccionar con el oxígeno del ambiente o su interacción con las distintas atmósferas predominantes. Este fenómeno genera grandes pérdidas económicas en todo el mundo. Los ingenieros encargados de la fabricación y mantenimiento de materiales, equipos y locaciones industriales deben hacer grandes esfuerzos tecnológicos para minimizar el impacto de este fenómeno. Para comprender la aplicabilidad de los métodos utilizados con mayor frecuencia a nivel industrial para contrarrestar la corrosión, los estudiantes analizaron el efecto de distintos factores como el oxígeno y la presencia de sales sobre las propiedades mecánicas de ciertos cuerpos metálicos. El impacto positivo de estas prácticas se reflejó en las respuestas de los estudiantes frente a las situaciones problemáticas planteadas.

Palabras clave: Electroquímica. Corrosión. Contenidos químicos. Materiales.

ABSTRACT

One of the topics covered in General Chemistry is Electrochemistry and redox reactions. One way to approach this problem to students is through the study of the causes and ways of preventing corrosion by electrochemical means. It was designed an experimental practice used as a teaching tool in order to address issues with a certain level of complexity, with freshmen engineering careers at the National University of La Matanza. In an industrial complex over 70% of the construction materials are metals, usually low-alloy ferrous material very susceptible to attack by corrosion due to their tendency to react with oxygen in the atmosphere or their interaction with the different prevailing atmosphere. This phenomenon generates large economic losses worldwide. The engineers responsible for the manufacture and maintenance of materials, equipment and industrial locations should make great technological efforts to minimize the impact of this phenomenon. To understand the applicability of the methods most frequently used industry-wide to counteract corrosion, students analyzed the effect of different factors such as oxygen and the presence of salts on the mechanical properties of certain metal bodies. The positive impact of these practices was reflected in student responses to the questions facing problematic situations.

Keywords: Electrochemistry. Corrosion. Chemical content. Materials.

1. INTRODUCCIÓN

Muchas de las reacciones químicas que se producen en los procesos biológicos, en los de producción industrial y en las transformaciones químicas propias de la geosfera, la atmósfera y la hidrosfera; son reacciones en donde las sustancias participantes pasan por procesos de oxidación y de reducción (redox). Como las reacciones redox son procesos de intercambio de electrones, estos procesos químicos pueden ser investigados midiendo variables eléctricas.

El conocimiento y el desarrollo de procesos electroquímicos para su aplicación industrial guardan relación con las nuevas tecnologías en acumuladores y baterías, síntesis y purificación de compuestos farmacéuticos, desarrollo y caracterización de materiales electro catalíticos, síntesis electroquímicas y/o procesos de tratamiento de aguas residuales; el diseño de plantas industriales, la prestación de servicios técnicos y de asesoramiento, encaminados a la mejora de procesos.

La electroquímica se encuentra presente en todas las facetas humanas. No se podría comprender el fenómeno de la vida sin la transmisión de impulsos eléctricos del sistema nervioso o los biochips proteicos de las células, por citar algunos ejemplos relacionados con el funcionamiento electroquímico de los seres vivos. La ciencia y las tecnologías electroquímicas están íntimamente relacionadas con el fenómeno de la corrosión - tema del presente trabajo - , con el almacenamiento de energía, el desarrollo de sensores selectivos, los baños para el depósito de capas de metales, el pintado por cataforesis, la aplicación electrostática de recubrimientos o la fabricación de lavandina¹.

En el ámbito industrial se llaman metales no solo a los elementos puros sino también a las aleaciones con características metálicas, como el acero, el latón y el bronce, entre otras. Los metales habitualmente utilizados en la industria son: hierro, aceros, aceros inoxidable, aluminio, titanio, cobre, latón, bronce. En la naturaleza los metales, excepto oro, plata y platino (metales nobles) se encuentran en forma de óxidos o sales en los minerales, que constituye su estado energéticamente estable. Por este motivo para obtenerlos en forma pura se utilizan procesos industriales, los que se basan en la aplicación de energía, generalmente en forma de calor.

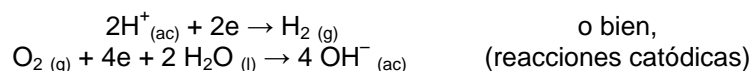
La oxidación de los metales de uso industrial, también llamada corrosión, puede retrasarse mediante la aplicación de diferentes métodos y tecnologías. Para poder retardar esta oxidación o corrosión es necesario conocer las causas que la producen y los procesos fundamentales que le dan origen.

Toda oxidación necesita de la presencia de una sustancia que haga posible este proceso, se la denomina agente oxidante. El más abundante y comúnmente encontrado en la naturaleza es el oxígeno del aire (O₂). Al exponer una superficie metálica al aire, el metal comenzará a reaccionar con el oxígeno formando óxidos. Se habla de corrosión electroquímica cuando el metal está en contacto con un electrólito¹, donde los átomos metálicos ceden electrones a los agentes oxidantes presentes.

En el caso de *metales diferentes inmersos en soluciones que no contienen iones de dichos metales*, los potenciales de electrodo son diferentes a los normales, pero *la tendencia del proceso es la misma*.

La reacción anódica será la oxidación del metal y la reacción catódica será la reducción del oxidante, que puede ser el O₂ (g) del aire disuelto en la solución o los H⁺ (ac) de una solución ácida.

Sin embargo, en este caso, las reacciones anódicas y catódicas tienen diferente identidad química. Por esta razón el potencial suele denominarse *potencial de corrosión* (E_{corr}). Éste se define como la diferencia de potencial que hay entre el metal y la solución, cuando la solución no contiene iones del mismo metal. El potencial de un par galvánico Me₁ / Me₂ (por ejemplo, Cu / Zn) será único e idéntico para ambos metales, de manera que para el Me₁ (por ejemplo, Cu) ese potencial será *menor* que su potencial de corrosión y para el Me₂ (por ejemplo, Zn) será *mayor* que su potencial de corrosión. Un metal Me₂ (por ejemplo, el Zn) se oxidará perdiendo masa. Como en este caso no hay cationes Zn²⁺ en la solución, las reacciones catódicas sobre el Zn serán las del medio. Por ejemplo:



El otro metal Me₁ (por ejemplo, Cu) no se oxidará, puesto que el potencial al que está sometido por hallarse eléctricamente conectado con la barra de Zn es menor que su potencial de corrosión. Al no haber Cu²⁺ en la solución, no ocurrirá depósito sobre la barra de Cu y ésta se observará sin cambios.

En términos energéticos, la intensidad de las reacciones catódicas debe ser igual a la de las reacciones anódicas para mantener la neutralidad eléctrica del sistema. Para el ejemplo propuesto, la oxidación del Zn deberá aumentar para cubrir las reacciones catódicas que ocurren sobre el Zn como sobre el Cu.

Puede enunciarse que *la formación de un par galvánico produce el aumento de las áreas catódicas y la oxidación preferencial del ánodo, dejando al cátodo inalterado*. En un par galvánico formado por dos metales con muy distintos potenciales de corrosión, el metal menos noble¹ (Zn, en el ejemplo anterior) actuará como un *ánodo de sacrificio*: sufrirá corrosión evitando que el otro metal (Cu, en el ejemplo tratado) se oxide. La noción de *par galvánico* es esencial en el estudio de las causas de la corrosión y en los métodos de protección de metales. Señala la previsión que debe tenerse cuando metales distintos se pongan en contacto. Uno de los metales puede sufrir corrosión más velozmente que si no estuviera en contacto con otro metal. Ejemplos: no debe repararse una cañería de acero galvanizado con una de bronce. El Cu que conforma el bronce tiene mayor potencial de reducción que el Fe que constituye el acero. La sección de acero se corroerá rápidamente puesto que el acero actuará como ánodo. Cabe destacar, para la comprensión de contenidos, la definición de *electrólito* como cualquier sustancia que contiene iones libres, los que se comportan como un medio conductor eléctrico. Aunque también son posibles los electrolitos fundidos, habitualmente los electrolitos existen como disoluciones de ácidos, bases o sales.

En la Cátedra de Química General del Departamento de Ingeniería e Investigaciones Tecnológicas de la Universidad Nacional de La Matanza, se han seleccionado y diseñado prácticas de Laboratorio con el objetivo de proporcionar herramientas didácticas para la comprender los procesos de oxido-reducción y consecuentemente la corrosión electroquímica.

2. MATERIALES Y MÉTODOS

En las prácticas de Laboratorio, cuando se aborda la unidad temática de Electroquímica, los alumnos realizan el armado de diferentes pilas verificando la diferencia de potencial que genera cada una y observando en cada caso los factores que pueden modificarla. Para comprobar el fenómeno de la corrosión y los distintos factores que la afectan, se realizan diferentes experiencias. Dado que en tres turnos (mañana, noche y sábados) contamos con simultaneidad de cursos donde se observan diferencias en la población estudiantil de acuerdo a la banda horaria elegida, en general los alumnos que se inscriben en el turno noche o los días sábados comparten su tiempo entre el estudio y el trabajo. Esta experiencia se realizó en un curso en cada turno (grupo innovador) mientras que el segundo curso continuó con la enseñanza tradicional (grupo control).

2.1. Experiencias con pilas

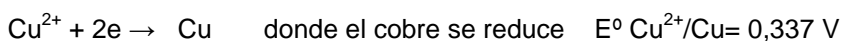
La construcción y comprensión de la pila de Daniell permite a los alumnos visualizar la dependencia de la diferencia de potencial (ΔE) generado por diversos factores:

a) Variación de concentración de las soluciones: los alumnos armaron una pila con concentraciones 1 M de ambas soluciones, luego se midió la diferencia de potencial cambiando la concentración de la solución de sulfato cúprico (0,1 M y 0,01 M).

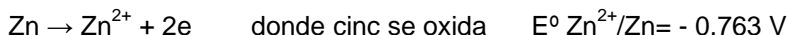
b) Modificación de la superficie expuesta de los electrodos: se ensayó con electrodos de distintos tamaños.

c) Modificación del puente salino: se armaron puentes de cloruro de potasio y de ioduro de potasio.

Se abordó la comprensión de las tablas de potenciales normales de reducción (E^0) construyendo distintas pilas con el objetivo de visualizar el comportamiento oxidante o reductor de un mismo elemento. En la pila de Daniell se verificaron las siguientes reacciones:



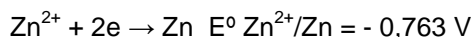
¹ El de menor potencial de reducción.



Se armó una pila utilizando electrodos de plata en solución de nitrato de plata y de cobre en solución de sulfato cúprico, para verificar que en este caso el cobre se oxida frente a la plata. Las reacciones involucradas son:



Se construyó una tercera pila utilizando electrodos de aluminio en solución de hidróxido de aluminio y de cinc en solución de sulfato de cinc, para verificar que en este caso el cinc se reduce frente al aluminio.



Se determinó la masa de los electrodos utilizando balanza analítica antes y después del proceso electroquímico para comprobar las reacciones producidas. Además, con la utilización de un multímetro digital, los estudiantes verificaron la diferencia de potencial y el sentido de circulación de la corriente.

2.2. Experiencias de corrosión

Se diseñó una experiencia cualitativa y de visualización utilizando clavos comunes de hierro, alambre galvanizado, agua corriente, agar, agua oxigenada (H_2O_2), cloruro de sodio (NaCl), fenolftaleína ($\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$), solución de ferrocianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

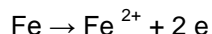
Se dispusieron 5 cajas de Petri con un medio de agar, en cada una de ellas se colocaron:

- 1 clavo de hierro (Fe)
- 1 clavo de hierro (Fe) al que se le enrolló un alambre de Cobre
- 1 clavo de hierro (Fe) al que se le enrolló un alambre galvanizado (Zn).
- 1 clavo de hierro (Fe) levemente doblado.
- 1 clavo de hierro (Fe) doblado en V.

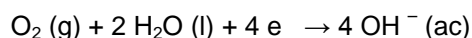
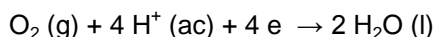
Se cubrieron todas las placas con una solución de agua corriente, unas gotas de agua oxigenada (H_2O_2) y una punta de espátula de cloruro de sodio (NaCl). Se dejó actuar durante 5 minutos. Se añadieron luego en las cápsulas unas gotas de fenolftaleína $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$ y de ferrocianato $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ como indicadores.

Al cabo de poco minutos comenzaron a visualizarse los signos de corrosión. Las reacciones involucradas son:

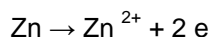
Reacción anódica (en los extremos):



Reacciones catódicas (centro):



En la primera reacción catódica se observó la formación de agua (H_2O) proveniente del mismo proceso. En la segunda, de hidróxido (OH^-) que en presencia de fenolftaleína dio coloración rosa. En el clavo protegido, el Zn se oxida según:



pero no se oxida el hierro. El Zn actúa como ánodo; es decir, como protector catódico del Fe.

2.3. Experiencias de pares galvánicos

Se prepararon soluciones de acuosas de CaSO_4 , NaCl , NaHCO_3 , azúcar; vinagre, alcohol etílico, HCl agua oxigenada con el objetivo que los alumnos verifiquen la conductividad de las soluciones, utilizando un multímetro como elemento de comprobación de la conductividad. Las soluciones conductoras colocadas en un papel secante se colocaron en las proximidades de un trozo de metal Cu , Zn , Pb , Fe , Al , Ag , Mg en un extremo y en el otro Zn o Pb .

Registraron la diferencia de potencial entre todos los pares de metales posibles, repitiendo luego las mediciones con otras soluciones conductoras.

3. RESULTADOS Y CONCLUSIONES

En las experiencias con pilas los alumnos lograron comprobar la dependencia de la diferencia de potencial con la concentración de las soluciones observando una disminución del ΔE con la dilución de las soluciones. Así como con la mayor superficie expuesta de los electrodos provoca un incremento en el ΔE . Verifican que el ΔE varía con los iones constitutivos del puente salino. La mayor resistencia ofrecida por el ioduro de potasio debido al mayor tamaño del ion ioduro provoca una disminución de su movilidad.

A partir de estos datos obtenidos fue posible compararlos con la serie electroquímica estándar, señalando el comportamiento de un elemento frente a otro y mostrando cómo puede utilizarse la serie para predecir no sólo el potencial de una pila sino también qué electrodo actuará como cátodo y cuál como ánodo.

A través de la comparación visual del proceso de corrosión galvánica del hierro con y sin tensiones existentes en el material, fue posible observar que ante puntos de gran tensión la corrosión ocurre más rápidamente, ya que las áreas metálicas sometidas a esfuerzos mecánicos (tracción, flexión, fatiga) como también a operaciones de mecanizado, son más vulnerables a la corrosión.

En los ensayos en que se observó el comportamiento del hierro aislado, o bien en contacto con cobre y con cinc, los alumnos pudieron visualizar la acción del cinc como protección catódica. En el clavo protegido con el alambre galvanizado no aparecen señales de corrosión. En el clavo sin protección se visualiza la formación de óxido en las zonas mecanizadas (punta y estriado próximo a la cabeza).

La utilización de indicadores permitió la identificación de los productos de las reacciones anódica y catódica. En el clavo con cinc no se observan cambios. En el clavo de hierro aislado se comenzaron a visualizar dos zonas claramente distinguibles: las zonas anódicas (coloración marrón) y catódica (coloración rosa) (fotos 1 y 2). La duración total del proceso fue de 6 minutos y 30 segundos.

Los alumnos documentaron todo el proceso con fotografías y confeccionaron una galería o secuencia de imágenes. A partir de los metales ensayados, se sugirió que decidan cuál sería el par más adecuado para fabricar una pila, teniendo en cuenta factores como costo, toxicidad, facilidad de acceso u obtención (esto requiere una búsqueda bibliográfica o recursos web).



Foto 1. En el clavo sin protección catódica, los indicadores hacen claramente distinguibles las zonas anódicas (coloración marrón) y catódica (coloración rosa).



Foto 2. Clavo de hierro con protección, se observa la oxidación del cinc y que el hierro permanece inalterable.

Luego, se discutió el comportamiento de los pares de metales en un proceso de corrosión. La noción de par galvánico, el formado por dos partes distintas de una superficie metálica o de dos metales distintos, que en contacto con un electrólito (generalmente agua), tienen una diferencia de potencial a tener en cuenta en el estudio de las causas de la corrosión y en los métodos de protección de metales. Este concepto nos señala la previsión que debe tenerse cuando metales distintos se ponen en contacto. Uno de los metales puede sufrir corrosión más velozmente que si no estuviera en contacto con otro metal. A partir de la experiencia los alumnos pudieron generalizar a situaciones de la vida cotidiana tales como el efecto de la reparación de una cañería de acero galvanizado con una de bronce. El Cu que conforma el bronce tiene mayor potencial de reducción que el Fe que constituye el acero. La sección de acero se corroerá rápidamente puesto que el acero actuará como ánodo.

Los pares galvánicos pueden aprovecharse favorablemente para la protección de metales y estructuras. Es habitual proteger cañerías enterradas, cascos de navíos, armazones metálicas de puentes o termotanques hogareños conectándolos con un metal mucho menos noble que la estructura que se desea proteger. Estos metales se llaman *ánodos de sacrificio* pues protegen estructuras metálicas, corroyéndose ellos intensamente. Los ánodos de sacrificio se fabrican con aleaciones especiales de cinc, magnesio o aluminio.

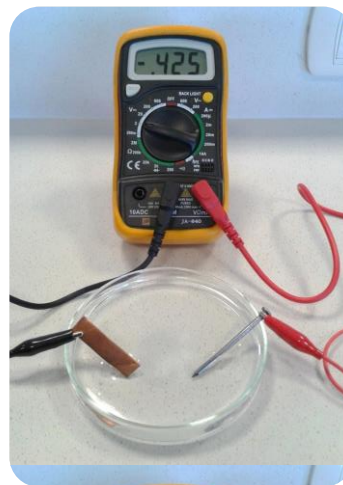


Foto 3. Par galvánico Fe-Cu

Dentro de los métodos habituales que se aplican a nivel industrial para contrarrestar la corrosión pueden citarse, entre otros:

- Diseño de aleaciones ferrosas de mayor resistencia a la corrosión.
- Cambios en el diseño constructivo y uso de materiales de mayor resistencia a la corrosión.
- Utilización de recubrimientos orgánicos o inorgánicos.
- Aplicación de inhibidores de corrosión.
- Cambios en el medio de exposición.
- Empleo de ánodos de sacrificio fabricados con metales de menor potencial de reducción que el hierro u otros metales y/o aleaciones utilizados.

La realización de estos trabajos prácticos reflejó una mejor comprensión del tema; puesta de manifiesto en la resolución de situaciones problemáticas presentadas en los exámenes parciales comparativamente con respuestas de los cursos control.

Entre las ideas que los alumnos pudieron construir se incluye la noción de que, en las reacciones redox, los electrones pueden pasar de unas sustancias a otras a través de un circuito eléctrico externo, que es posible medir la velocidad y la tendencia a suceder de estas reacciones con instrumentos eléctricos y que la diferencia de potencial eléctrico entre dos sustancias puestas en un medio conductor mide la tendencia que tienen estas sustancias a intercambiar electrones.

REFERENCIAS

<http://rua.ua.es/dspace/handle/10045/29678>. Universidad de Alicante. Grupo de Electroquímica Aplicada y Electro catálisis. España, 2011.

<http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=70845&referente=docentes>. Fecha de publicación: 26/03/2012. Editor: Educ.ar.

La Corrosión y el Mantenimiento Industrial - Quilyam Casallas Salinas. Asociación Colombiana de Corrosión. Colombia, 2010.

<http://www.inet.edu.ar/capacitacion-publicaciones/material-de-capacitacion/nueva-serie-de-libros/nada-es-para-siempre/>. Carranza, Ricardo, Nada es para siempre. Primera Edición, Buenos Aires, Ministerio de Educación de la Nación. Instituto Nacional de Educación Tecnológica, 2009.