

Experiencias sobre corrosión en metales de uso cotidiano

Santiago Heredia Avalos

Departament de Física, Enginyeria de Sistemes i Teoria del Senyal, Universitat d'Alacant, Apartat 99, E-03080 Alacant, España. sheredia@ua.es

[Recibido en marzo de 2010, aceptado en diciembre de 2010]

La corrosión que sufren los metales en un ambiente húmedo es un fenómeno muy importante desde un punto de vista tecnológico, pues sus propiedades mecánicas empeoran sustancialmente al sufrir corrosión. En este trabajo se proponen varias experiencias sencillas para poner de manifiesto este fenómeno utilizando reactivos y materiales fácilmente accesibles. Todas estas experiencias pueden ser realizadas por estudiantes de química de bachillerato como actividades complementarias para realizar en casa, pues ayudarán a despertar su interés por la experimentación en química.

Palabras clave: Experiencias de química; Corrosión; Demostraciones de química.

Corrosion experiments with everyday used metals

The corrosion of metals in a humid environment is a very important subject from a technological point of view, because the mechanical properties of metals substantially worsen with corrosion. In this paper we propose several simple experiments to demonstrate this phenomenon using very accessible reagents and materials. All these experiences can be performed by high school chemistry students as complementary homework activities, since they will help them to arouse their interest in experimenting on chemistry.

Keywords: Chemistry experiments; Corrosion; Chemical demonstrations.

Introducción

La corrosión es el proceso mediante el cual se produce un deterioro de un material por la acción química o electroquímica del entorno en el que se encuentra. Cabe destacar la importancia que desde un punto de vista tecnológico tiene la corrosión en los metales, pues sus propiedades mecánicas empeoran sustancialmente cuando sufren corrosión: se vuelven frágiles, se agrietan o incluso acaban disolviéndose (Bockris y Reddy 1980). En este trabajo se proponen varias experiencias mediante las cuales se puede poner de manifiesto la corrosión en metales haciendo uso de metales de uso cotidiano (hierro, cobre, aluminio, cinc y plomo) y de reactivos fácilmente accesibles y asequibles. Estas experiencias se pueden realizar al estudiar las reacciones de oxidación-reducción con alumnos de bachillerato.

Procedimiento y discusión

Los metales y reactivos que se usarán en estas experiencias se indican en la tabla 1, junto con una indicación de cómo y dónde se pueden obtener. Además de esto, es preciso disponer de una decena de platos de plástico desechables y un par de vasos de unos 200 ml.

El procedimiento a seguir es el siguiente. Se toman los 10 platos de plástico y un vaso, se etiquetan y se llenan parcialmente con las siguientes disoluciones:

- Plato 1: 100 ml de agua. Este será el experimento de control.
- Plato 2: 100 ml de agua y una cucharada sopera de cloruro sódico.
- Plato 3: 100 ml de ácido clorhídrico.
- Plato 4: 50 ml de ácido clorhídrico y 50 ml de agua oxigenada.

- Plato 5: 100 ml de agua y una cucharada sopera de hidróxido sódico. La disolución del hidróxido sódico es bastante exotérmica y se pueden desprender algunos vapores irritantes, por lo que conviene hacerlo en un vaso que soporte el cambio de temperatura y en un lugar bien ventilado.
- Plato 6: 100 ml de vinagre.
- Plato 7: 100 ml de agua y unos 50 g de sulfato de cobre. Para preparar esta disolución es preciso calentar, puede seguirse el procedimiento descrito en un trabajo previo (Heredia Avalos 2006b).
- Vaso: 150 ml de agua hervida durante unos 5 minutos y unos 10 ml de aceite. La cantidad de aceite debe ser suficiente para cubrir toda la superficie de agua.

Además, en los platos 1 y 2 se añaden unos mililitros de fenolftaleína, que puede obtenerse a partir de pastillas laxantes (Heredia Avalos 2006a).

	Nombre	Dónde y cómo encontrarlo
Metales	Hierro, Fe	Clavos comunes de hierro. En ferreterías y grandes almacenes.
	Cobre, Cu	Tuberías para la conducción de agua y cables eléctricos. En ferreterías y grandes almacenes.
	Aluminio, Al	Papel de aluminio. En supermercados.
	Cinc, Zn	Pilas salinas, incluso si están gastadas.
	Plomo, Pb	Plomo para pesca. En tiendas especializadas en pesca y grandes almacenes
Reactivos	Agua, H_2O	Es válida el agua del grifo.
	Peróxido de hidrógeno, H_2O_2	Agua oxigenada, que es una disolución diluida de peróxido de hidrógeno en agua. En farmacias y grandes almacenes, se vende para la desinfección de pequeñas heridas.
	Cloruro sódico, NaCl	Sal común. En supermercados.
	Ácido acético, CH_3COOH	Vinagre, que es una disolución diluida de ácido acético en agua. En supermercados.
	Ácido clorhídrico, HCl	Salfumant, que es una disolución concentrada de cloruro de hidrógeno en agua. En droguerías y supermercados, como producto de limpieza.
	Hidróxido sódico, NaOH	Sosa cáustica. En droguerías y supermercados, se vende como desatascador.
	Sulfato de cobre, $CuSO_4$	En droguerías y tiendas especializadas en fertilizantes o en el tratamiento de agua de piscinas.
	Aceite	Es válido cualquier tipo de aceite.
	Fenolftaleína	Principio activo en algunas pastillas laxantes. En farmacias.

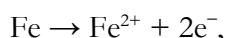
Tabla 1. Metales y reactivos utilizados en las experiencias propuestas.

Hierro

Para observar la corrosión del hierro se toman 10 clavos de unos 10 cm de longitud. Conviene lijar todos los clavos para eliminar la capa superficial de óxido que puedan tener. Así todos los clavos tendrán inicialmente un aspecto similar y se podrá comparar fácilmente el efecto de la

corrosión. A uno de los clavos se le enlaza un trozo de cable de cobre y al otro un trozo de cinc. Estos dos clavos y un tercero se colocan en el plato 2 sin tocarse entre sí. Los demás clavos se introducen en los platos restantes, a excepción de uno de ellos que debe sumergirse totalmente en el vaso. Al cabo del tiempo (entre unas horas y varios días) se observará corrosión en algunos de los clavos y no en otros. Analicemos lo que sucede comparando los resultados obtenidos en cada plato con los observados en el experimento de control.

En el plato 1 el clavo de hierro está sumergido en agua común, que contiene algunas sales y algo de oxígeno (O_2) disuelto. En algunas partes del clavo tendrá lugar una reacción de oxidación (zonas anódicas), mientras que en el resto del clavo se producirá una reacción de reducción (zonas catódicas). En concreto, las semirreacciones que se producen son la oxidación del hierro en las zonas anódicas



y la reducción del oxígeno y/o del agua en las zonas catódicas

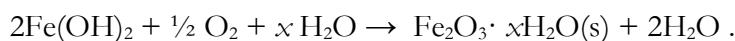


La importancia relativa de estas dos semirreacciones de reducción estará determinada por la concentración de oxígeno en disolución y por el pH (Bockris y Reddy 1980, Atkins 1991). En la figura 1 se muestra una representación esquemática del proceso. Si bien las semirreacciones de oxidación y reducción no tienen porqué producirse en lugares distintos, las zonas catódicas suelen estar localizadas en los lugares en los que la concentración de O_2 es mayor, mientras que las zonas anódicas suelen ser aquellas en las que la concentración de O_2 es menor. Esta localización de las zonas catódicas y anódicas es común en corrosión, pues la concentración de O_2 en la superficie del metal puede variar significativamente de unas regiones a otras. Por ejemplo, imaginemos un coche con un pequeño rasguño en la pintura que deje expuesto el hierro al aire húmedo de la atmósfera. La zona catódica estará ubicada en el metal expuesto al aire, no observándose corrosión en esa región, mientras que la zona anódica estará en las zonas próximas al rasguño pero bajo la pintura, dónde la concentración de O_2 es menor, produciéndose la oxidación del hierro en esa región. Así, al cabo del tiempo observaremos abultamientos en la pintura asociados a la oxidación del hierro y a la formación de herrumbre.

En medio neutro ($pH = 7$) y en presencia del oxígeno atmosférico, la reducción de oxígeno suele ser la más importante. Por tanto, la reacción global es, fundamentalmente,



Seguidamente, el Fe^{2+} se oxida con el oxígeno disuelto en el agua, dando lugar a óxido férrico hidratado, de color pardo rojizo (Burriel Martí *et al.* 2000),



Resumiendo, la reacción global es

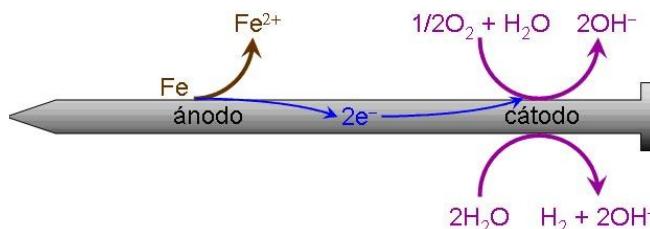


Figura 1. Representación esquemática del proceso de corrosión de un clavo de hierro sumergido en agua.

Por tanto, con el paso del tiempo el clavo de hierro se oxida y se convierte en óxido férrico hidratado (herrumbre). En la figura 2 se muestra el aspecto de la disolución obtenida en el plato 1 al cabo de cuatro días. El precipitado coloidal de color pardo rojizo que se observa en la disolución es óxido férrico hidratado.

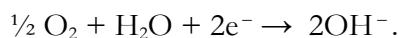
En el plato 1, que sólo contiene agua, la corrosión del clavo de hierro es relativamente lenta. Sin embargo, en el plato 2, que contiene además sal común, el proceso es algo más rápido. Esto se debe a que la sal incrementa la conductividad del medio, favoreciendo el transporte de carga en la disolución. Este transporte de carga es necesario para que el proceso de corrosión continúe, pues si la disolución es poco conductora se acumula un exceso de carga positiva en el ánodo y negativa en el cátodo que se opone a la formación de nuevos iones positivos Fe^{2+} y negativos OH^- , respectivamente (Atkins 1991).

Las mismas reacciones químicas tienen lugar en el clavo que tiene el cable de cobre enlazado, sólo que en este caso es preferentemente la superficie del cobre la que actúa como cátodo, por lo que sobre este metal tendrá lugar la reducción del oxígeno, mientras que las zonas que actúan como ánodo están localizadas sobre el resto del clavo, donde se produce la oxidación del hierro. El cobre es un metal más noble que el hierro, por lo que es más resistente a la oxidación. Esto se debe a que el potencial normal de reducción del cobre $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.34 \text{ V}$ es más alto que el potencial de reducción del hierro $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$ (Burriel Martí *et al.* 2000).

Sin embargo, no se produce la oxidación del hierro en el clavo que tiene el trozo de cinc unido. Es el trozo de cinc el que sufre el proceso de oxidación por ser un metal menos noble que el hierro, ya que su potencial de reducción $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$ es más bajo que el del hierro (Burriel Martí *et al.* 2000). Así pues, el cinc actúa como ánodo, y es el que sufre la oxidación, mientras que el clavo de hierro actúa como cátodo, evitándose de esta forma su corrosión. Las reacciones que tienen lugar en este caso son la oxidación del cinc,



y la reducción del oxígeno en la zona catódica,



Este procedimiento para proteger a un metal (en este caso el hierro) frente a la corrosión se denomina protección mediante ánodo de sacrificio (Bockris y Reddy 1980).

En todos estos casos, se puede observar dónde se encuentran las zonas catódicas, en las que se produce la semireacción de reducción, añadiendo fenolftaleína obtenida a partir de pastillas laxantes (Heredia Avalos 2006a), pues este indicador de pH da un color rosado a la disolución si el medio es básico, tal y como sucede en estas zonas del clavo. A modo de ejemplo, en la figura 3 se muestra el clavo unido al trozo de cinc sumergido en agua con sal común. Las zonas rosadas indican que el medio es básico en esa



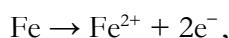
Figura 2. Disolución obtenida cuando se sumerge un clavo de hierro en agua del grifo (plato 1).



Figura 3. Clavo de hierro con un trozo de cinc unido a uno de sus extremos. El color rosado indica la presencia de iones OH^- , producidos en la reducción del oxígeno. El hierro queda protegido frente a la corrosión, pues es el cinc el que se oxida (plato 2).

región, por lo que se trata de zonas catódicas, en las que se produce la reducción del oxígeno. Paradójicamente, la oxidación del metal tiene lugar en las zonas en las que la disponibilidad de oxígeno es menor. Así es, las zonas catódicas, en las que se produce la reducción del oxígeno, están localizadas en el metal próximo a la superficie del agua, pues es ahí donde la disponibilidad de oxígeno es mayor. Por el contrario, las zonas anódicas, donde se produce la oxidación del hierro, están ubicadas en las regiones en las que la disponibilidad de oxígeno es menor (Atkins 1991, Bockris y Reddy 1980).

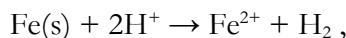
En el plato 3, que contiene ácido clorhídrico en lugar de agua, la corrosión del clavo de hierro es más rápida que en los platos 1 y 2, y se manifiesta claramente por una disminución en la sección del clavo y un cambio en el color de la disolución. Las semireacciones que se producen son: la oxidación del hierro en las zonas anódicas



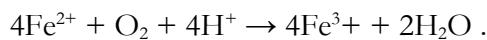
y la reducción del oxígeno y/o del protón en las zonas catódicas



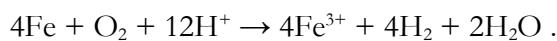
En este caso, la reducción del protón a hidrógeno es la semireacción de reducción más importante (Atkins 1991). Por tanto, la reacción que tiene lugar es



que posteriormente se oxida a Fe^{3+} , por el oxígeno atmosférico



Globalmente

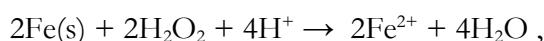


En la figura 4 se muestran las burbujas de hidrógeno que aparecen sobre la superficie del clavo cuando éste se sumerge en ácido clorhídrico. A diferencia de lo observado en el plato 1 y 2, en este caso no se observa la aparición del óxido férrico hidratado de color pardo. Esto se debe a que en medio ácido los óxidos de hierro son solubles, de forma que el catión Fe^{3+} se encuentra en disolución formando complejos con agua y/o con iones cloruro, los cuales proporcionan un intenso color amarillo a la disolución al cabo de un par de días (Cotton y Wilkinson 1986). En la figura 5 se muestra el aspecto de la disolución después de dos días.

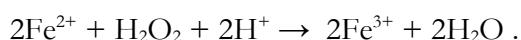


Figura 4. Burbujas de hidrógeno en la superficie del clavo de hierro sumergido en ácido clorhídrico (plato 3).

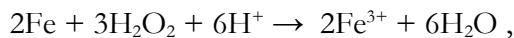
En el plato 4, que contiene una mezcla de ácido clorhídrico y agua oxigenada, la oxidación es aún más rápida que en el plato 3, pues el agua oxigenada es un fuerte oxidante en medio ácido. La reacción que tiene lugar es la oxidación del hierro a Fe^{2+} por el agua oxigenada,



y su posterior oxidación a Fe^{3+} ,



Globalmente, los productos de la reacción son los mismos que en el caso anterior,



Por lo que la disolución también adquiere un color amarillo intenso debido a los complejos de Fe^{3+} con agua y/o con iones cloruro (Cotton y Wilkinson 1986).

Se puede hacer una experiencia adicional con la disolución resultante de los platos 3 y 4, las cuales contienen iones Fe^{3+} . Si a un par de gotas de esta disolución se le agrega una disolución de hidróxido sódico concentrado, se forma un precipitado coloidal del óxido férrico hidratado, cuyo color puede variar entre negro, pardo y rojizo (Burriel Martí *et al.* 2000). En la figura 6 se muestra el aspecto de este precipitado cuando se deposita sobre una servilleta de papel. Si se añaden unas gotas de ácido clorhídrico, el precipitado se disuelve al cabo de unos minutos, poniendo de manifiesto la reversibilidad de esta reacción química.



Figura 5. Disolución obtenida cuando se sumerge un clavo de hierro en ácido clorhídrico (plato 3).



Figura 6. Óxido férrico hidratado depositado sobre una servilleta de papel.



Figura 7. Aspecto del clavo sumergido en el vaso con agua hervida y aceite al cabo de cuatro días.

En el plato 5, que contiene una disolución de hidróxido sódico, no se observa una corrosión significativa del clavo de hierro. La disminución de la capacidad oxidante de la disolución se debe al aumento de la concentración de los iones OH^- , pues implica un decremento en los potenciales de reducción del oxígeno y/o del agua. Es preciso una disolución de hidróxido sódico concentrado en caliente para que la corrosión del hierro se observe más rápidamente (Cotton y Wilkinson 1986). Como cualquier reacción química, la reacción de corrosión del hierro depende de factores tanto termodinámicos como cinéticos, y debido a estos últimos hay un incremento de la velocidad de reacción asociado al aumento de temperatura (Avery 1982).

En el plato 6, que contiene ácido acético, el comportamiento es similar al del plato 3, y las reacciones químicas las mismas. La diferencia en el color de la disolución resultante se debe a la formación del precipitado de óxido férrico hidratado, que no es soluble en el medio ácido producido por el ácido acético, y a la formación de complejos del ión Fe^{3+} con los iones acetato presentes en la disolución.

En el plato 7, que contiene una disolución de sulfato de cobre, se produce la rápida oxidación del hierro y la reducción del Cu^{2+} a cobre metálico, el cual se deposita sobre la superficie del clavo. Para una discusión más detallada de las reacciones implicadas en este caso se puede consultar un trabajo previo (Heredia Avalos 2006b).

Por último, el clavo sumergido en el vaso con agua hervida y aceite sufre menos corrosión que el clavo del experimento de control. Al hervir el agua se elimina gran parte del oxígeno disuelto, principal responsable de la oxidación del hierro. Además, la capa superficial de aceite impide el paso de oxígeno a la disolución. Sin embargo, la semireacción de reducción de agua a hidrógeno gaseoso continúa siendo posible, razón por la que se continúa observando corrosión. La reacción es por tanto la oxidación del hierro por el agua, con desprendimiento de hidrógeno,

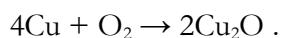
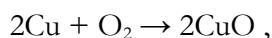


En la figura 7 se muestra el aspecto del clavo de hierro al cabo de cuatro días.

Cobre

Para observar la corrosión del cobre se toman 6 trozos de cable de cobre o 6 trocitos de una tubería de cobre y se introducen en los platos del 1 al 6. Si se usan cables, conviene que sean gruesos para poder observar más fácilmente los cambios producidos en su superficie. En cualquier caso, hay que lijar la superficie del cobre para eliminar la capa superficial de óxido que puedan tener; así tendrán inicialmente un aspecto similar y se podrá comparar fácilmente el efecto de la corrosión.

En ausencia de oxígeno, el cobre es un metal estable en medio acuoso (Burriel Martí *et al.* 2000), pues sus potenciales normales de reducción son mayores que el potencial de reducción del agua a hidrógeno, independientemente del valor del pH. Sin embargo, el oxígeno atmosférico disponible en las disoluciones de los platos 1 y 2 sí es capaz de oxidar al cobre, dando lugar a los óxidos de cobre CuO y Cu_2O , de color negro y rojo, respectivamente (Burriel Martí *et al.* 2000),



En presencia del CO_2 atmosférico, estos óxidos de cobre reaccionan para formar una capa de CuCO_3 de color verde (Burriel Martí *et al.* 2000), comúnmente denominado cardenillo o verdín. La formación de este compuesto puede acelerarse añadiendo bicarbonato sódico a la disolución, pues en este caso la disponibilidad de CO_2 será mayor. Todos estos compuestos protegen la oxidación posterior del cobre, por lo que la corrosión es bastante lenta. De hecho, transcurridos un par de días no se observa una corrosión significativa del cobre en estos platos.

En el plato 3, que contiene ácido clorhídrico, el proceso de corrosión es mucho más rápido. En este caso, el medio ácido disuelve rápidamente los óxidos de cobre, dejando al descubierto la superficie del metal



La disolución resultante adquiere color verde amarillento por la formación de complejos de Cu^+ y Cu^{2+} con agua y con los iones Cl^- (Cotton y Wilkinson 1986). Conviene destacar que el ion Cu^+ es inestable en medio ácido, pues sufre una dismutación a Cu y Cu^{2+} . Esto se debe a que el valor del potencial de reducción $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = 0,52$ V es más alto que el potencial de reducción $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,15$ V, lo que implica que la reacción (Burriel Martí *et al.* 2000)



es espontánea.

La rápida disolución de los óxidos de cobre en presencia de ácido clorhídrico se puede poner de manifiesto con una sencilla experiencia, que consiste en sumergir un par de segundos una moneda de 0,01, 0,02 o 0,05 € en este ácido. Todas estas monedas están hechas de hierro recubierto de cobre, por lo que pierden el brillo metálico en unos días, ya que el cobre es oxidado por el oxígeno atmosférico a Cu_2O y CuO . El ácido clorhídrico disuelve rápidamente esta capa superficial de óxidos de cobre, de forma que se recupera el brillo metálico rápidamente. En la figura 8 se muestra una moneda que ha sido sumergida durante dos segundos en ácido clorhídrico.

En el plato 4, que contiene una mezcla de ácido clorhídrico y agua oxigenada, la oxidación del cobre a Cu^{2+} es mucho más rápida. En este caso, el cobre es oxidado por el agua oxigenada,¹ siendo la reacción global



La disolución resultante adquiere un color verde esmeralda debido a la formación de complejos de Cu^{2+} con agua y con los iones Cl^- , tal y como se muestra en la figura 9 (Cotton y Wilkinson 1986). Conviene destacar que la disolución del plato 3, que no contenía agua oxigenada, también adquiere este color al cabo de un tiempo, pues tal y como se ha comentado previamente, el ion Cu^+ es inestable en agua y pasa a Cu^{2+} .

Las disoluciones de los platos 3 y 4, que contienen iones Cu^{2+} , pueden utilizarse para realizar otras experiencias. Por ejemplo, si se añade amoníaco se obtiene una disolución azul intenso por la formación del complejo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, o si se introduce un clavo de hierro se observará como se deposita cobre metálico en su superficie. En un trabajo previo se pueden encontrar otras experiencias con disoluciones de Cu^{2+} (Heredia Avalos 2006b).

En el plato 5, que contiene hidróxido sódico, las reacciones que tienen lugar son las mismas que en los platos 1 y 2, por lo que no se realizará ningún comentario adicional.

Por último, en el plato 6, que contiene ácido acético, las reacciones son similares a las que tienen lugar en el plato 3,



Si bien hay algunas diferencias, pues en este caso la disolución adquiere una coloración verdosa por la formación de acetato de cobre $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ (compuesto que, al igual que el

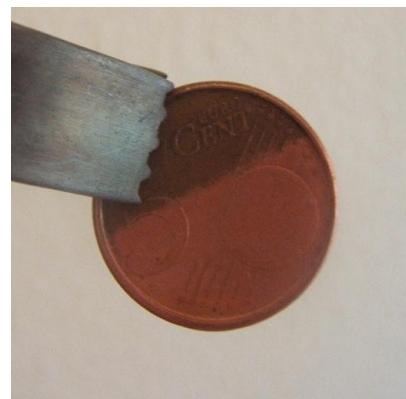


Figura 8. Moneda de 0,05 € después de ser sumergida en ácido clorhídrico.



Figura 9. Disolución obtenida cuando se sumerge un trozo de cobre en ácido clorhídrico y agua oxigenada (plato 4).

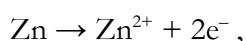
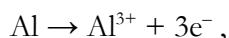
¹ El peróxido de hidrógeno es inestable pues sufre la dismutación $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. La velocidad de esta descomposición depende de numerosos factores tales como la temperatura, el pH, la luz, el grado de pureza, los contaminantes presentes, etc. (Trabal 1974).

CuCO_3 , se denomina cardenillo o verdín), el cual también se deposita sobre la superficie del metal.

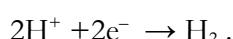
Aluminio y cinc

El aluminio y el cinc tienen un comportamiento similar, por lo que se tratarán conjuntamente. Para realizar esta experiencia se toman 6 trozos de papel de aluminio y 6 trozos de cinc y se introducen en los platos del 1 al 6. El cinc puede obtenerse a partir de una pila salina gastada siguiendo el procedimiento descrito en un trabajo previo (Heredia Avalos 2007).

Ninguno de los dos metales sufre corrosión en los platos 1, 2 y 6, debido a que sobre ellos se forma una capa de óxido impermeable que les protege de su oxidación posterior (Burriel Martí *et al.* 2000). Evidentemente, tampoco se observa corrosión en el vaso con agua hervida y aceite. Sin embargo, en el medio ácido del plato 3, que contiene ácido clorhídrico, esta capa de óxido se disuelve, quedando el metal expuesto a la oxidación (Burriel Martí *et al.* 2000). Por tanto, sí se produce oxidación en este caso. Las reacciones que tienen lugar son la oxidación del aluminio o del cinc, según corresponda,

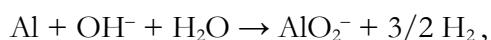


y la reducción del protón,

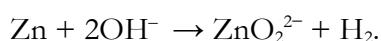


Así pues, las reacciones globales implican el desprendimiento de hidrógeno gaseoso, cuyo carácter explosivo se puede poner de manifiesto acercando una cerilla (Heredia Avalos 2007). Esta corrosión es bastante rápida, y ambos metales acaban disolviéndose en unos minutos. En la figura 10 se muestra la corrosión de un trozo de papel de aluminio sumergido en ácido clorhídrico.

En el medio básico del plato 5, que contiene una disolución de hidróxido sódico, la capa de óxido de aluminio también es inestable (Burriel Martí *et al.* 2000), por lo que no se encuentra impedida su oxidación. La reacción global correspondiente es



con desprendimiento de hidrógeno gaseoso. De nuevo la corrosión es bastante rápida, y el metal se disuelve en unos minutos. Sin embargo, la corrosión del cinc es más lenta. De hecho si se quiere acelerar el proceso de corrosión es preciso calentar la disolución. La reacción de corrosión para el cinc es (Burriel Martí *et al.* 2000)



Conviene destacar que, a excepción de la oxidación del cinc en medio básico, el resto de reacciones son muy rápidas y exotérmicas, por lo que se debe añadir un trozo pequeño del metal en cuestión. Además, en estas reacciones se desprenden vapores irritantes de HCl y NaOH , por lo que deben realizarse en un lugar bien ventilado.

Por último, ambos metales sufren corrosión cuando se sumergen en el plato 7, que contiene una disolución de sulfato de cobre. En este caso se produce la rápida oxidación del cinc o del



Figura 10. Corrosión del aluminio en ácido clorhídrico (plato 3). Se pueden observar las burbujas de hidrógeno.

aluminio y la reducción del Cu²⁺ a cobre metálico, el cual se deposita sobre la superficie del metal en cuestión. Para una discusión más detallada de las reacciones implicadas en este caso se puede consultar un trabajo previo (Heredia Avalos 2006b).

Plomo

Al igual que el cinc y el aluminio, el plomo forma una capa superficial e impermeable de óxido de plomo. Si bien en este caso, la capa de óxido es estable en todas las disoluciones utilizadas en este trabajo, e impide la oxidación posterior del metal, por lo que no se observará corrosión significativa en este metal (Burriel Martí *et al.* 2000).

Referencias

Atkins P. W. (1991) *Fisicoquímica*. Wilmington. Addison-Wesley Iberoamericana.

Avery H. E. (1982) *Cinética química básica y mecanismos de reacción*. Barcelona. Reverté.

Bockris J. O. M., Reddy A. K. N. (1980) *Electroquímica moderna*, Vol. 2. Barcelona. Reverté.

Burriel Martí F., Lucena Conde F., Arribas Jimeno S., Hernández Méndez J. (2000) *Química analítica cualitativa*. Madrid. Paraninfo.

Cotton F. A., Wilkinson G. (1986) *Química inorgánica avanzada*. México. Limusa.

Heredia Avalos S. (2006a) Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 3 (1), 89-104. http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen3/Numero_3_1/Heredia_2006.pdf

Heredia Avalos S. (2006b) Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 3 (3), 467-484. http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen3/Numero_3_3/Heredia_2006b.pdf

Heredia Avalos S. (2007) Experiencias divertidas de electroquímica casera. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 4 (3), 506-525. http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen4/Numero_4_3/Heredia-Avalos_2007.pdf

Trabal E. (1974) Estabilidad y descomposición de las disoluciones de peróxido de hidrógeno. *Boletín del Instituto de Investigación Textil y de Cooperación Industrial* 59, 7-17. <http://upcommons.upc.edu/revistes/bitstream/2099/6041/1/Article03.pdf>