

## EXPERIENCIAS DIVERTIDAS DE ELECTROQUÍMICA CASERA

Santiago Heredia-Avalos

Departamento de Física, Universidad de Murcia, Apartado 4021, 30080 Murcia

e-mail: [sheredia@um.es](mailto:sheredia@um.es)

[Recibido en Febrero de 2007, aceptado en Abril de 2007]

### RESUMEN (Inglés)

*La química, dentro de la cual se incluye la electroquímica, es una materia que los estudiantes suelen ver como complicada, aburrida, carente de interés y que, además requiere de material de laboratorio sofisticado y reactivos químicos inaccesibles. Nada más lejos de la realidad, tal y como se pondrá de manifiesto en este trabajo, donde se proponen varias experiencias sencillas usando sustancias baratas, la mayoría de las cuales pueden encontrarse en un supermercado, y utensilios de cocina. Estas experiencias permiten abordar la electroquímica de una forma amena y divertida, despertando el interés de los alumnos por la química, en general, y por la electroquímica, en particular.*

**Palabras clave:** *Experiencias de química; electroquímica; materiales y reactivos caseros; demostraciones de química*

### INTRODUCCIÓN

La química es una ciencia empírica y como tal la experimentación debería constituir una parte fundamental en esta disciplina. Sin embargo, en los centros de enseñanza secundaria la experimentación suele relegarse a un segundo plano, por una parte, debido a la falta de material y reactivos de laboratorio dado su elevado coste, por otra, por la peligrosidad que conlleva manejar algunos reactivos químicos. A todo esto hay que añadir la predisposición de los estudiantes a no trabajar debidamente cuando la clase se celebra en el laboratorio. Todo ello da lugar a que el docente decida no usar el laboratorio del centro.

En trabajos previos se ha puesto de manifiesto que para realizar experimentos de química no es preciso disponer de material de laboratorio, ni de reactivos químicos de pureza controlada (Heredia Avalos 2006a, 2006b), en su lugar pueden emplearse utensilios de cocina, alimentos, productos de limpieza, etc. Este tipo de experiencias tienen múltiples ventajas con respecto a las experiencias tradicionales. En primer lugar, motivan a los estudiantes, ya que se usan elementos cotidianos en lugar de "sofisticados" instrumentos y "extraños" reactivos químicos. En segundo lugar, ya que no precisan de un laboratorio para ser realizadas, pueden llevarse a cabo en casa por

el alumno, previa orientación del docente. Este tipo de tareas pueden constituir parte del trabajo asignado al alumno para realizar en casa. Por supuesto, estas experiencias también pueden llevarse a cabo a modo de demostración de aula al inicio de cada tema, con el fin de despertar el interés del estudiante. Por ejemplo, antes de tratar el tema ácido-base puede realizarse una demostración usando extracto de col lombarda (Heredia Avalos 2006a), para posteriormente explicar su fundamento químico conforme se desarrolle el tema. Como tarea en casa se podría obtener el extracto de col lombarda, probar la naturaleza ácida o básica de diversas sustancias caseras, confeccionando una tabla con los colores que se observan en cada caso, etc.

Teniendo esto en cuenta, a continuación se ha recopilado una serie de experiencias sencillas de electroquímica. Todas ellas pueden realizarse en casa por el alumno y constituyen un excelente apoyo para abordar experimentalmente este tema. Algunas de ellas pueden realizarse como demostraciones de aula, dada su rapidez y espectacularidad.

El objeto de la electroquímica es estudiar la relación entre las reacciones químicas y las corrientes eléctricas a las que estas reacciones pueden dar lugar en determinadas circunstancias, así como la conversión de energía química en energía eléctrica y viceversa. Teniendo esto presente, se proponen en este trabajo varias experiencias sencillas directamente relacionadas con esta parte de la química. En primer lugar, se tratará el fenómeno de la conducción en diversas disoluciones con el fin de esclarecer cuales son eléctricamente conductoras. En segundo lugar, se mostrará el funcionamiento de una pila salina y, posteriormente, se aprovecharán las partes de una pila gastada para realizar varias experiencias. Seguidamente, se comprobará que aparece una diferencia de potencial entre dos metales cuando éstos se sumergen en agua y se demostrará la necesidad de usar un electrodo de referencia, el cual permitirá confeccionar una tabla de potenciales, todo ello usando materiales caseros. A continuación se mostrará cómo se puede transformar la energía química en eléctrica construyendo varias pilas caseras. Por último, se estudiará el fenómeno de electrólisis, mediante el cual se podrá utilizar la energía eléctrica para forzar a que determinadas reacciones químicas tengan lugar.

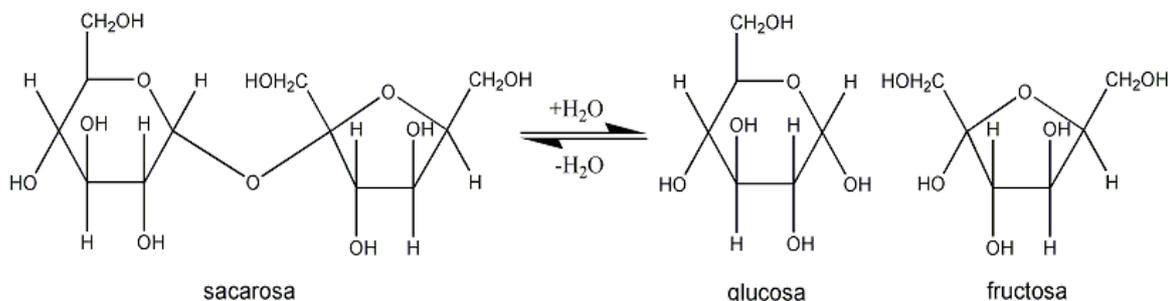
Por supuesto, a pesar de la sencillez de las experiencias que se detallan en este trabajo y de su aparente inocuidad, algunas de las sustancias usadas pueden resultar peligrosas, por lo que es necesario tener en cuenta las normas de seguridad correspondientes (Panreac Química, 2005).

### **CONDUCCIÓN DE CORRIENTE EN DIVERSAS DISOLUCIONES**

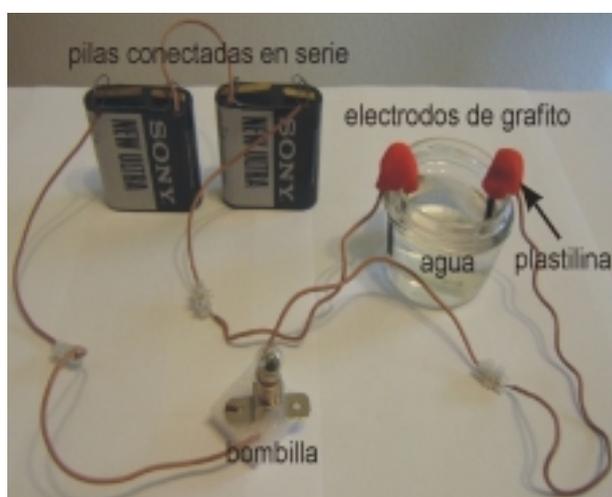
El objetivo de esta experiencia es demostrar que algunas disoluciones son capaces de conducir la electricidad mientras que otras no lo hacen. Es una experiencia muy sencilla y que no reviste peligrosidad por lo que puede realizarse en casa.

Para llevarla a cabo se necesita una bombilla de linterna (pequeña, que funcione con unos 3 V), un porta bombillas, un vaso, unos 50 cm de cable eléctrico, dos pilas de 4.5 V (o una pequeña fuente de alimentación de unos 9 V), plastilina (o cinta aislante), tijeras, sal común (cloruro sódico, NaCl), bicarbonato sódico (NaHCO<sub>3</sub>),

azúcar (véase la figura 1), alcohol (etanol,  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ ), vinagre (ácido acético,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ), o cualquier otra sustancia que se nos ocurra, y agua del grifo. Como material opcional conviene disponer de un polímetro<sup>1</sup>.



**Figura 1.-** El azúcar es un disacárido formado por una molécula de glucosa y otra de fructosa. Se conoce con el nombre de sacarosa.



**Figura 2.-** Montaje para comprobar la conductividad eléctrica del agua del grifo. La bombilla no luce por que la intensidad de corriente que pasa a su través es demasiado pequeña.

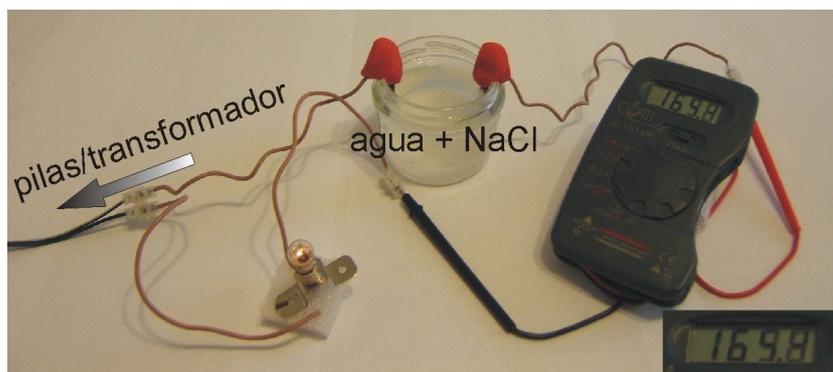
El procedimiento sería el siguiente. Usando el cable eléctrico se realiza el montaje que aparece en la figura 2. Se llena el vaso con agua del grifo y se sumergen en el agua los extremos del cable<sup>2</sup>. De esta forma se cierra el circuito y comienza a circular la corriente eléctrica. Inmediatamente se observa el desprendimiento de gases en los electrodos, el cual será tratado más adelante. Sin embargo, la bombilla no luce, a pesar de que sí está pasando corriente eléctrica por el circuito. De hecho, el paso de corriente se puede poner de manifiesto si se dispone de un polímetro, conectándolo en serie para medir la intensidad de corriente que circula a través del circuito.

Para que un líquido sea conductor ha de tener una concentración suficiente de iones en disolución de forma que puedan transportar carga cuando son acelerados por una diferencia de potencial. El agua del grifo es poco conductora de la electricidad a pesar de los iones que contiene, ya que la concentración de los mismos es baja, y por este motivo no permite que pase suficiente corriente eléctrica como para hacer lucir la bombilla. Por el contrario, si se agrega sin agitar una cucharadita de sal común al agua, se observa que la bombilla se enciende (véase la figura 3) y que conforme se disuelve la sal su brillo aumenta. Es más, si se agita la disolución se observa que la

<sup>1</sup>Los polímetros son instrumentos capaces de medir resistencia, diferencia de potencial e intensidad de corriente tanto en corriente continua como en alterna. Pueden adquirirse en tiendas de electrónica o incluso en algunos supermercados por unos 10 €.

<sup>2</sup>Nótese que en lugar de sumergir directamente en el agua los extremos de los cables de cobre se han usado dos electrodos de grafito sujetos con plastilina, si bien no es necesario su uso para la realización del montaje.

bombilla luce todavía más. Cuando se agrega cloruro sódico al agua, ésta adquiere una concentración elevada de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  que, debido a la diferencia de potencial entre los dos electrodos, se mueven a través de la disolución en uno u otro sentido en función de su carga, cerrando así el circuito eléctrico. Si se dispone de un polímetro se puede observar un incremento muy significativo de la intensidad de corriente que pasa por el circuito al aumentar la concentración de iones sodio y cloruro en el agua.



**Figura 3.-** Montaje para comprobar la conductividad eléctrica de una disolución de cloruro sódico. En la parte inferior derecha se muestra la lectura del polímetro en miliamperios.

Se puede probar con otras disoluciones y sustancias tales como: agua azucarada, alcohol, vinagre, agua fuerte, acetona, aceite, etc. Conviene dejar el aceite para el final ya que ensucia más el vaso. Con agua azucarada, alcohol, acetona y aceite la conductividad es muy baja y la bombilla no

luce, ya que en todos ellos las concentraciones de iones son muy bajas, o incluso nulas. Con vinagre y agua fuerte la bombilla se enciende ya que estos ácidos pierden fácilmente un protón para dar lugar a un anión (acetato o cloruro, respectivamente) y al catión hidronio, los cuales conducen la electricidad. Estas experiencias permiten introducir fácilmente el concepto de electrolito como una sustancia que se descompone en iones libres cuando está en disolución o fundida, ya que son estos iones libres los que confieren a la sustancia propiedades conductoras. El hecho de que un electrolito dé lugar a una concentración mayor o menor de iones libres denotará su carácter fuerte o débil, respectivamente.

## RECICLAR UNA PILA SALINA

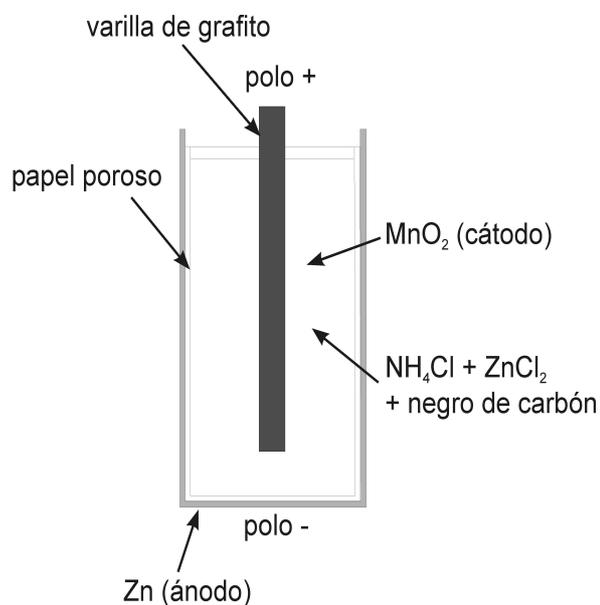
Una pila es un dispositivo que nos permite obtener energía eléctrica a partir de una reacción química. Tal y como se verá a continuación, a partir de pilas salinas, también conocidas como pilas secas o Leclanché, es posible obtener fácilmente algunos materiales y reactivos químicos de gran utilidad. Sin embargo, antes de desguazar una pila salina conviene conocer cuales son sus componentes y cuales son las reacciones químicas que tienen lugar en su interior. De esta forma sabremos que precauciones debemos tomar al manipularla.

### Componentes de una pila

En concreto, una pila salina está constituida por un recipiente de cinc (Zn), revestido interiormente por papel poroso, el cual contiene una pasta negra, mezcla de dióxido de manganeso ( $\text{MnO}_2$ ), cloruro amónico ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ), agua y polvo de negro de carbón, en la que se introduce una varilla de carbono tipo grafito.

El recipiente de cinc es el ánodo (polo negativo) y el dióxido de manganeso es el cátodo (polo positivo) de la pila; la mezcla de cloruro amónico y cloruro de cinc en disolución acuosa constituyen el electrolito de la pila, mientras que el negro de carbón se utiliza para aumentar la conductividad y retener la mezcla (véase la figura 4).

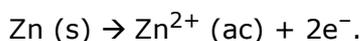
La varilla de grafito sirve como electrodo colector de corriente y proporciona soporte estructural a la pila (Rogulski y Czerwinski, 2003); es porosa y deja escapar el hidrógeno ( $H_2$ ) que se produce en las reacciones químicas que tienen lugar, aunque si es muy porosa se suele tratar con ceras o aceites para impermeabilizarla y evitar la pérdida de agua. De hecho, si se calienta el electrodo directamente sobre el fuego se puede observar que rezuma cera fundida. El recipiente de cinc posee un recubrimiento de plástico para evitar su corrosión y una placa de metal en la base, la cual constituye el contacto negativo de la pila; análogamente el electrodo de grafito posee otra placa de metal que es el contacto positivo. Este tipo de pila proporciona una diferencia de potencial de aproximadamente 1.5 V; en cualquier caso, conviene que los estudiantes realicen la medida usando un polímetro, si se dispone del mismo.



**Figura 4.-** Partes que componen una pila salina: el recipiente de cinc, el electrodo de grafito y la mezcla de dióxido de manganeso, cloruro amónico, cloruro de cinc y negro de carbón.

### Reacciones químicas que se producen

Analicemos pues que es lo que ocurre cuando se pone en funcionamiento la pila al conectarla a un circuito eléctrico. Tal y como se ha comentado previamente, el recipiente de Zn constituye el ánodo de la pila, en el cual tiene lugar la reacción de oxidación del cinc



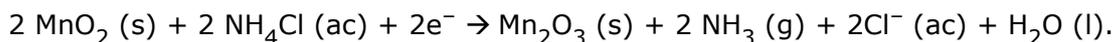
Estos electrones atraviesan el circuito eléctrico en cuestión hasta llegar al electrodo de grafito, donde tiene lugar la reducción del dióxido de manganeso



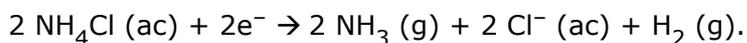
Nótese que el manganeso cambia su estado de oxidación de Mn(IV) a Mn(III). Por otra parte, el cloruro amónico da lugar a iones cloruro y a gas amoníaco,



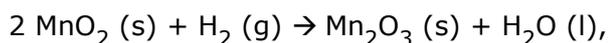
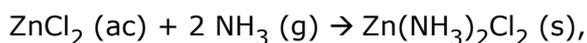
Combinando estas dos reacciones se obtiene



Sin embargo, además de la reducción del dióxido de manganeso también se produce en el electrodo de grafito la semireacción de reducción



Como producto de estas semireacciones la pila se polariza, esto es, el entorno del electrodo de cinc se carga positivamente, debido a los iones  $\text{Zn}^{2+}$ , mientras que el entorno del electrodo de grafito se carga negativamente, debido a los iones  $\text{Cl}^-$ , dando lugar a una diferencia de potencial entre los electrodos. Son los iones que constituyen el electrolito, a saber, una disolución acuosa de cloruro amónico y cloruro de cinc, los encargados de eliminar esta polarización. Así, mientras que los iones  $\text{Cl}^-$  fluyen hacia el ánodo (el recipiente de cinc), los iones  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{Zn}^{2+}$  fluyen hacia el cátodo (el electrodo de grafito)<sup>3</sup>. Finalmente, los gases de amoníaco e hidrógeno producidos en las semireacciones de reducción son absorbidos de acuerdo con las siguientes reacciones



evitando así el aumento de la presión en el interior de la pila. Por lo que la reacción global es



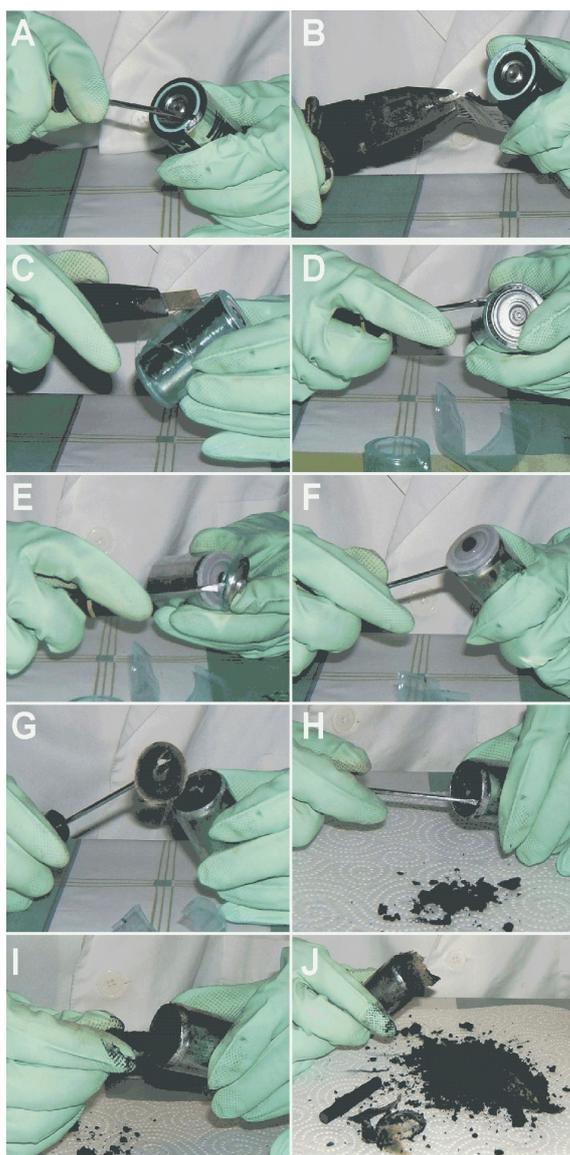
### Despiece de la pila

Ninguno de los reactivos o productos que nos podemos encontrar en una pila salina es especialmente peligroso, si bien es necesario usar guantes, gafas de seguridad y bata a la hora de manipularlos (Panreac Química 2005).

Conviene destacar que en este trabajo sólo se utilizarán pilas salinas; nunca se deben manipular pilas alcalinas, ya que éstas contienen una disolución muy corrosiva de hidróxido potásico (KOH) en su interior.

Una vez conocidas las partes que forman la pila salina comenzaremos su despiece. Es posible encontrar pilas salinas de varios tamaños y formas, siendo preferibles las de mayor tamaño y forma cilíndrica, al ser más fáciles de manipular. En primer lugar se debe retirar el recubrimiento metálico de la pila, usando unos alicates y un destornillador (véase las figuras 5A y 5B). En algunos casos la pila no tiene este recubrimiento. Seguidamente queda al descubierto el recubrimiento de plástico que protege el electrodo de cinc. Para extraerlo se usa un cuchillo (o cúter), con el que se realiza un corte paralelo al eje del cilindro y otro perpendicular en la zona media, según se muestra en la figura 5C. A continuación se extrae el plástico usando unos alicates. Una vez hecho esto se extraen las placas metálicas situadas en los polos de

<sup>3</sup> De ahí la denominación anión (o catión) para referirse a los iones con carga negativa (o positiva) que viajan hacia el ánodo (o cátodo).



**Figura 5.-** Procedimiento a seguir para el despiece de una pila salina.

la pila (véase las figuras 5D y 5E), y la tapadera de plástico situada en la parte superior, donde se encuentra el polo positivo (véase la figura 5F). A veces estas placas metálicas están unidas al plástico exterior y se retiran al mismo tiempo que éste. Si no es así, quizás sea necesario usar un destornillador pequeño de punta plana para extraerlas. Una vez hecho esto quedará al descubierto una arandela de papel o cartón que sella el contenido del recipiente de cinc y la punta del electrodo de grafito. En ocasiones la pila podrá tener un recubrimiento adicional de resina o alquitrán. En cualquier caso ambos sellos se deben retirar usando el destornillador, según se detalla en la figura 5G. Ahora podremos ver la pasta negra (o polvo negro, dependiendo de la cantidad de agua que posea) constituida por dióxido de manganeso, cloruro amónico, cloruro de cinc y negro de carbón. La mejor forma de extraerlo es usando el destornillador (véase la figura 5H). El electrodo de grafito quedará al descubierto conforme se vacíe el recipiente de cinc, siendo muy fácil retirarlo cuando el recipiente esté casi vacío, tal y como se muestra en la figura 5I. Finalmente, se extrae el papel poroso del interior del recipiente de cinc (véase la figura 5J) y se limpian los restos de polvo negro que queden en su interior.

### Partes de la pila aprovechables

El recipiente de cinc puede usarse para multitud de experiencias, algunas de las cuales se detallarán a continuación. La mejor forma de hacer una limpieza del mismo es usando agua y un lavavajillas. Puede almacenarse tal cual y posteriormente usarlo en trozos o bien obtener polvo, usando una lima.

Sin embargo, dado su bajo punto de fusión ( $\sim 420\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) puede fundirse fácilmente en un recipiente de hierro o acero usando el fuego de una cocina. Cuando se funde el cinc se puede retirar fácilmente la escoria de la superficie, usando una cuchara de acero. Si se deja enfriar, obtendremos un trozo de cinc con la forma del recipiente en el cual se ha enfriado. De esta forma es mucho más sencillo de almacenar, pues ocupa menos espacio, y se puede obtener polvo fácilmente.

El electrodo de grafito es buen conductor y bastante resistente desde un punto de vista químico, por lo que se usará para realizar electrólisis. Sin embargo, conviene limpiarlo antes, ya que suele tener restos adheridos de otras sustancias (resina, dióxido de manganeso, negro de carbón, etc.). Para ello se raspa su superficie con un cuchillo o cúter, posteriormente se lava con agua y un buen lavavajillas y a continuación se sumerge en ácido clorhídrico durante unos días; finalmente se lava de nuevo con agua y se deja secar. Una vez hecho esto se enlaza uno de sus extremos a un cable de cobre. Este empalme debe realizarse correctamente, para garantizar una buena conexión entre el electrodo de grafito y el cable eléctrico. Otra posibilidad es usar una ficha eléctrica. En cualquier caso, si se quiere sumergir totalmente el electrodo en la disolución, es preciso proteger el contacto de cobre (o la ficha) con un recubrimiento hermético que evite su corrosión. La mejor forma de hacerlo es usando pegamento o una pistola con cola térmica, aislando así el cable de cobre de la disolución.

Por último, la mezcla, que contiene entre otras sustancias dióxido de manganeso, también es aprovechable, por lo que la guardaremos en un recipiente de plástico o vidrio.

### **ESCALA DE POTENCIALES**

Cuando se sumergen dos materiales conductores diferentes (en lo sucesivo, electrodos) en una disolución aparece una diferencia de potencial entre ellos, la cual puede medirse fácilmente usando un polímetro y depende fuertemente de la naturaleza de los electrodos en cuestión. Se puede comprobar fácilmente este fenómeno de la siguiente forma. Se añaden unos 150 ml de agua a un recipiente de unos 200 ml. A continuación se sumergen en el agua dos metales distintos y se mide la diferencia de potencial entre ellos usando el polímetro. Se puede usar un trozo de cinc, papel de aluminio, un trozo de hilo eléctrico de cobre, una joya de oro, o de plata, el electrodo de grafito, una cucharilla de acero, monedas de diferentes tipos, etc. En resumen, cualquier material conductor. Una forma sistemática de hacer las medidas es construir una tabla en la que se miden las diferencias de potencial correspondientes a todas las combinaciones posibles de materiales y determinar así cual es la combinación que da una diferencia de potencial mayor. Esta experiencia sólo pretende demostrar la existencia de este fenómeno de una forma cualitativa.

Por supuesto, la diferencia de potencial entre dos conductores también depende de otros factores como de la concentración de los iones en disolución y de la temperatura, a través de la conocida ecuación de Nernst. Si bien en este trabajo no se tratará en ese nivel de detalle, esta dependencia se puede poner de manifiesto fácilmente, por ejemplo, sumergiendo los electrodos en una disolución con unos mililitros de agua fuerte.

### **Electrodos de referencia**

Dado que la diferencia de potencial medida depende de la naturaleza de los electrodos empleados y de las concentraciones de iones en disolución, surge la necesidad de

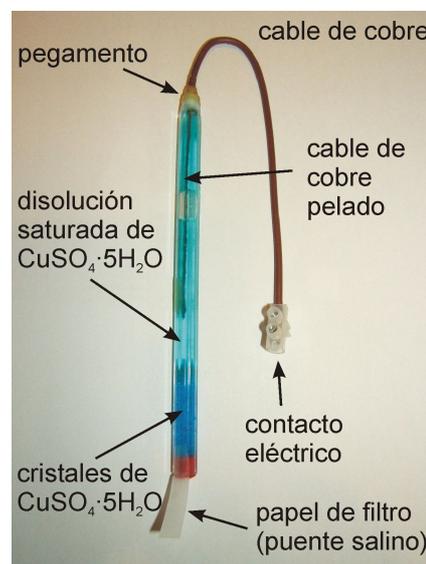
construir un electrodo de referencia, cuyo potencial se mantenga constante, con respecto al cual medir estas diferencias de potencial.

Entre los electrodos de referencia que se suelen usar en electroquímica destacan el de calomelanos, el de plata/cloruro de plata y el electrodo normal de hidrógeno. Este último es el que se utiliza para obtener las series electroquímicas, es decir, las tablas con las medidas de los potenciales de reducción  $E^0$ . Así pues, se obtiene  $E^0 = 0 \text{ V}$  para el electrodo normal de hidrógeno. Por convenio siempre se conecta el electrodo de referencia en el polo negativo del polímetro a la hora de medir la diferencia de potencial.

De los electrodos de referencia mencionados, el más fácil de construir es el de plata/cloruro de plata. Sin embargo, se debe disponer de un trozo de plata para ello, lo cual puede resultar un poco caro.

Un electrodo de referencia más económico es el de cobre/sulfato de cobre; en este caso basta con sumergir un trozo de cobre en un recipiente que contenga una disolución saturada de sulfato de cobre. Para garantizar que la disolución está siempre saturada se añaden unos cristales de sulfato de cobre de forma que queden en el fondo del recipiente. Ahora se toma un trozo de papel de filtro de café y se sumerge en la disolución de sulfato de cobre para construir el puente salino. La diferencia de potencial de cualquier electrodo frente a nuestro referencia se puede medir fácilmente tal y como se detalla en siguiente sección. El sulfato de cobre puede adquirirse en droguerías y tiendas para el mantenimiento de piscinas en su forma hidratada ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), que es una sal de color azul (Heredia Avalos 2006b).

Por supuesto, se puede construir un electrodo de cobre/sulfato de cobre mucho mejor, por ejemplo, usando un bolígrafo gastado. En este trabajo se ha utilizado un bolígrafo transparente como el que se muestra en la figura 6 para construir este electrodo. En primer lugar se retira el recipiente de tinta y el tapón de la parte superior del bolígrafo, con lo que nos quedamos con la funda de plástico transparente e incoloro del bolígrafo. La funda de este tipo de bolígrafos tiene tres orificios: uno en cada uno de los extremos y un pequeño orificio lateral. Se tapa con cera fundida de una vela el pequeño orificio lateral y a continuación se introduce por la apertura mayor del bolígrafo la disolución saturada de sulfato de cobre y unos cristales para garantizar la condición de saturación. Para evitar que la disolución se derrame se tapa la apertura del lado opuesto con el dedo (por supuesto, usando guantes). Seguidamente se cierra la apertura mayor con el tapón que habíamos retirado previamente. A continuación se toma un cable eléctrico de cobre de unos 30 cm y se retira el recubrimiento de plástico de unos 10 cm de uno de sus extremos. Por último, se introduce ese extremo del cable en la disolución y se sella la apertura con pegamento, tal y como se indica en



**Figura 6.-** Electrodo de referencia  $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}$  construido a partir de un bolígrafo.

la figura 6. De esta forma, la funda de plástico queda totalmente cerrada, con lo que ésta será una excelente forma de almacenar nuestro electrodo. Evidentemente, para poder usar el electrodo es necesario habilitar un camino para que los iones de la disolución puedan circular. La mejor forma de hacerlo es la siguiente. Cada vez que se quiera usar el electrodo se retira el tapón, se introduce un extremo de un trozo de papel de filtro de café de unos 5 cm y se vuelve a cerrar el electrodo con el tapón. Una vez realizadas las medidas se abre el tapón, se retira el papel y se cierra de nuevo el electrodo. Así se podrá almacenar el electrodo sin que el agua de la disolución de sulfato de cobre se evapore.

Construir este electrodo es relativamente sencillo y, además, no reviste excesiva peligrosidad, exceptuando la manipulación del sulfato de cobre, *por lo que es una experiencia que puede realizar el estudiante en casa*. El potencial de este electrodo es de  $E = 0.318$  V con respecto al electro normal de hidrógeno. En clase se puede comprobar su buen funcionamiento como de electrodo de referencia; debería obtenerse una diferencia de potencial próxima a cero entre dos electrodos de referencia cualesquiera contruidos por dos estudiantes de forma independiente.

### Serie galvánica

Haciendo uso de nuestro electrodo de referencia podemos construir una tabla ordenando diferentes metales en función de la diferencia de potencial medida en una disolución de cloruro sódico, tal y como se muestra en la Tabla 1.

Metal	¿Dónde obtenerlo?
Mg (magnesio)	Papelerías. Algunos sacapuntas metálicos, como los M+R o los Staedtler, contienen una aleación de magnesio.
Zn (cinc)	Ferreterías y supermercados. El ánodo de las pilas salinas está hecho de cinc.
Al (aluminio)	Carpinterías de aluminio y supermercados. Trozos de aluminio y papel de aluminio.
Fe (hierro)	Ferreterías. Clavos y tornillería. Conviene confirmar que no son de acero.
Fe + C + Cr (acero inoxidable)	Supermercados. Aleación menos frágil y más resistente a la corrosión que el hierro. Cuberterías. Puede usarse una cucharilla de café.
Pb (plomo)	Tiendas de pesca. Lastre en pesca.
Sn (estaño)	Ferreterías y tiendas de electrónica. Soldaduras en electrónica.
Cu (cobre)	Ferreterías. Cables eléctricos o tuberías de agua.
Ag (plata)	Joyerías y relojerías. Ornamentación.
Au (oro)	Joyerías y relojerías. Ornamentación

M  
Á  
S  
  
A  
C  
T  
I  
V  
O

**Tabla 1.-** Serie galvánica en agua y sal para algunos de los metales que podemos encontrar en casa. Se indica donde encontrar cada metal en cuestión.

Se dice que un metal es tanto más activo cuando menor es la diferencia de potencial medida. Esta tabla se denomina serie galvánica y determina la actividad de cada metal con respecto al resto de metales. Así, el magnesio es el metal más activo de todos los medidos, mientras que el oro es el menos activo. De nuevo, esta experiencia puede realizarse en casa por el estudiante, para luego contrastar los resultados en clase con el resto de compañeros.

Esta tabla es muy útil en corrosión. Por ejemplo, si tenemos dos metales en contacto el metal más activo será el que se oxide (corroyéndose), mientras que el menos activo quedará protegido frente a la corrosión. Tal es el caso de los sacapuntas metálicos que contienen magnesio; el acero de la cuchilla quedará protegido frente a la corrosión siempre y cuando quede magnesio en el sacapuntas (Corominas, 1999).

### **FABRICACIÓN DE PILAS CASERAS**

Tal y como se ha comentado previamente, las pilas son dispositivos eléctricos capaces de transformar la energía química en energía eléctrica. Los alumnos están muy familiarizados con las pilas, pues se encuentran en cualquier dispositivo eléctrico o electrónico, si bien la mayor parte de ellos desconocen su funcionamiento. Una excelente forma de enseñarles cómo funcionan las pilas es a través de la experimentación. Se puede plantear esta experiencia como un reto en el cual los estudiantes deben construir una pila lo más eficiente posible. Esta eficiencia puede cuantificarse a partir de la potencia o corriente eléctrica que sea capaz de suministrar la pila en cuestión, la cual puede medirse mediante un polímetro. Conviene destacar que la intensidad de corriente que proporciona la pila depende del tamaño y de la geometría de los electrodos, si bien la diferencia de potencial es independiente de estos parámetros.

ánodo	cátodo	disolución ánodo	disolución cátodo
Zn	Cu	<ul style="list-style-type: none"> <li>• disolución cloruro sódico</li> <li>• vinagre</li> <li>• disolución cloruro de cinc</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• disolución cloruro sódico</li> <li>• vinagre</li> <li>• disolución sulfato de cobre</li> </ul>
Al		<ul style="list-style-type: none"> <li>• disolución cloruro sódico</li> <li>• vinagre</li> <li>• disolución cloruro de aluminio</li> </ul>	
Mg		<ul style="list-style-type: none"> <li>• disolución cloruro sódico</li> <li>• vinagre</li> </ul>	
moneda 0.05 €	moneda 0.50 €	<ul style="list-style-type: none"> <li>• disolución cloruro sódico</li> <li>• vinagre</li> </ul>	
Mg	Ag		
Mg	Au		

**Tabla 2.-** *Algunas de las posibles combinaciones de metales para obtener pilas.*

En un trabajo anterior ya se propusieron varios montajes de pilas con materiales y reactivos fácilmente accesibles y muy asequibles (Heredia Avalos, 2006b), en la Tabla 2 se proponen nuevos montajes, haciendo uso de la serie galvánica previamente establecida con nuestro electrodo de referencia. En la tabla se indica el ánodo, el cátodo y algunas de las disoluciones que pueden emplearse, pudiéndose combinar entre ellas. Evidentemente, cuando la disolución del ánodo es igual que la del cátodo, los dos electrodos pueden sumergirse en el mismo recipiente, evitando así la utilización del puente salino.



**Figura 7.-** Pila construida con un sacapuntas con Mg sumergido en vinagre y una tubería de Cu sumergida en una disolución de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . El polímetro indica la diferencia de potencial de la pila en voltios.

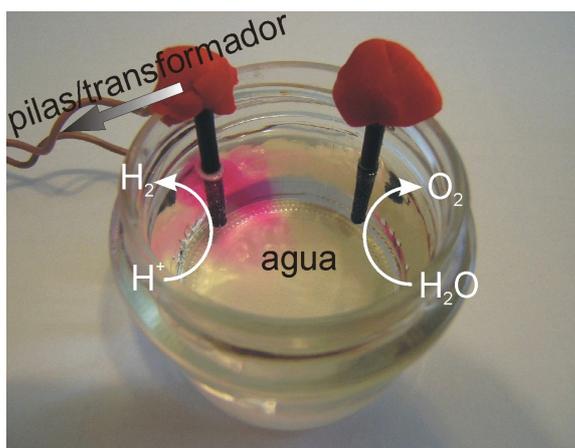
Tanto los electrodos como las disoluciones sugeridas en la Tabla 2 pueden obtenerse fácilmente. Merece la pena destacar que la disolución de cloruro de cinc se puede obtener introduciendo un trozo de zinc en un recipiente con ácido clorhídrico, tal y como se verá en la próxima sección. De forma análoga se puede obtener la disolución de cloruro de aluminio, a saber, sumergiendo un trozo de papel de aluminio en un recipiente con ácido clorhídrico.

En la figura 7 se muestra un ejemplo del montaje de una pila. En este caso se ha usado un sacapuntas de una aleación que contiene magnesio sumergido en una disolución de ácido acético (vinagre) y un trozo de una tubería de cobre sumergida en una disolución de sulfato de cobre. Para conectar eléctricamente ambas disoluciones se ha empleado un puente salino construido con papel de filtro mojado de una disolución saturada de cloruro sódico. El polímetro indica la diferencia de potencial en voltios. Una forma de determinar si una pila funciona es usando un diodo LED (del inglés, *Light Emission Diode*) o un pequeño reloj digital. Ambos dispositivos requieren de una corriente eléctrica muy pequeña para funcionar, por lo que funcionarán si la pila es lo suficientemente eficiente. La pila mostrada en la figura 7 es capaz de hacer lucir un diodo LED.

Estas experiencias pueden realizarse fácilmente en casa, pues el material y los reactivos necesarios para la construcción de la pila no son peligrosos y requieren cierto tiempo de preparación y realización (~30 min.). Por supuesto, pueden probarse otras combinaciones de metales, aleaciones y disoluciones.

## ELECTRÓLISIS

La electrólisis consiste en el proceso de descomposición de una sustancia mediante el uso de electricidad. Si se dispone de una disolución que contiene iones libres (electrolito) y se sumerge en ella dos electrodos, entre los cuales se aplica una diferencia de potencial, aquellos iones cargados positivamente irán hacia el polo negativo, mientras que los iones negativos irán hacia el polo positivo. Además, en



**Figura 8.-** Electrólisis de agua usando fenolftaleína como indicador del pH, que puede obtenerse a partir de pastillas laxantes (Heredia Avalos, 2006a).

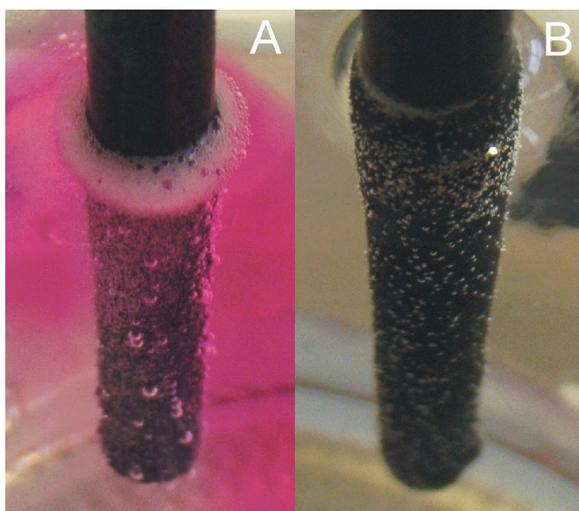
algunos casos se podrá observar claramente que tienen lugar reacciones químicas en las proximidades de los electrodos; se desprenden gases, se depositan sustancias sobre los electrodos o se producen cambios de color en la disolución.

A continuación se proponen varias experiencias en las que se pondrán de manifiesto estos fenómenos. Para llevar a cabo estas experiencias es preciso disponer de una fuente de energía eléctrica (por ejemplo, una pila o una pequeña fuente de alimentación), una disolución electrolito y dos electrodos.

### Electrólisis de agua

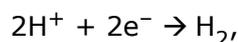
La electrólisis más sencilla que se puede realizar es la de agua.

Para ello se llena un vaso con agua del grifo en la que se sumergen dos electrodos de carbono previamente enlazados a cables eléctricos. Se pueden usar dos lapiceros en lugar de los electrodos de carbono extraídos de las pilas, aunque estos últimos funcionan mejor. Para sujetar los electrodos se puede usar dos trozos de plastilina. A continuación se añaden unas gotas de fenolftaleína, extraída a partir de pastillas laxantes (Heredia Avalos, 2006a), y se conectan los cables de los electrodos a una fuente de alimentación de unos 9 V; en su defecto pueden usarse dos pilas de 4.5 V

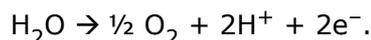


**Figura 9.-** Electrodo en una electrólisis de agua usando fenolftaleína como indicador del pH. (A) Cátodo, donde se observa desprendimiento de hidrógeno y (B) Ánodo, en el cual se genera oxígeno. El color rosado del cátodo se debe a la fenolftaleína, que adquiere ese color cuando el medio es básico.

conectadas en serie mediante cables eléctricos, con el fin de obtener una pila de 9 V. El montaje resultante debe ser similar al mostrado en la figura 8. Inmediatamente se observa que desprenden gases en los dos electrodos; en el cátodo se produce hidrógeno,



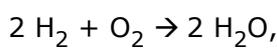
mientras que en el ánodo se desprende oxígeno,



La fenolftaleína permite comprobar cómo se modifica el carácter ácido o básico de la disolución en las proximidades de los electrodos; así es, mientras en el cátodo disminuye la concentración de protones (figura 9A) en el ánodo esta

concentración aumenta (figura 9B); de ahí que el ánodo adquiera una coloración rosada. Incluso se puede observar que el cátodo burbujea con más intensidad que el ánodo, debido a que se producen más moles de hidrógeno que de oxígeno. En las figuras 9A y 9B se observa claramente este fenómeno.

Se puede intentar recoger los gases producidos colocando un pequeño recipiente en cada electrodo; en el recipiente se practica un pequeño orificio para la salida de los gases, que se impregna de agua jabonosa para que los gases generados en el electrodo formen una pompa de jabón. En la figura 10 se ha utilizado como recipiente una jeringuilla (también puede emplearse una ampolla de vidrio de las que se emplean en algunos medicamentos). Si se acerca una cerilla encendida a la pompa de jabón producida en el cátodo se producirá la combustión del  $H_2$ , por lo que se podrá oír una pequeña explosión, debida a la reacción química



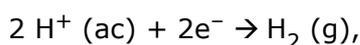
que es bastante exotérmica. Sin embargo, si se acerca la llama a la pompa que se forma en el ánodo ésta sólo se volverá más viva debido a la presencia de  $O_2$ .



**Figura 10.-** *Electrólisis de agua usando una jeringuilla para recoger el hidrógeno generado en el cátodo.*

### **Electrólisis de cloruro sódico**

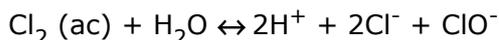
Una electrólisis alternativa a la del agua, y similar en cuanto a sencillez de preparación, es la de cloruro sódico. Se realiza de la misma forma, exceptuando que en este caso se utiliza una disolución saturada de cloruro sódico como electrolito. Para preparar esta disolución basta con añadir cloruro sódico al agua y agitar para disolver la sal, repitiendo el proceso hasta que ya no se pueda disolver más cloruro sódico. Nuevamente, cuando se aplica una diferencia de potencial entre los dos electrodos de carbono, se observa el desprendimiento de gases en ambos electrodos. La reacción que tiene lugar en el cátodo es la reducción del protón a hidrógeno



mientras que la reacción que tiene lugar en el ánodo es la oxidación del ion cloruro a cloro

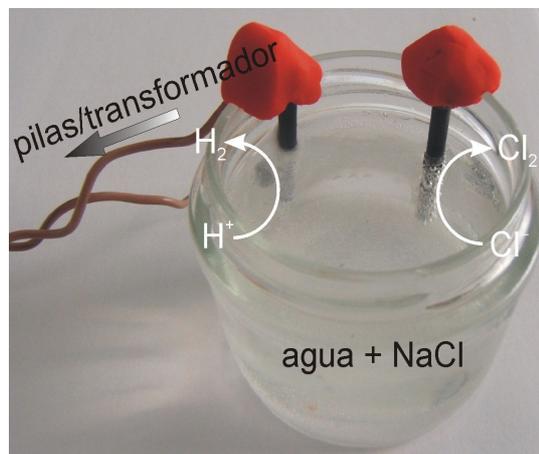


El  $Cl_2$  es bastante soluble en agua, en la cual se produce la reacción



Por tanto, el electrodo que burbujea con más intensidad es el cátodo, donde se produce  $\text{H}_2$ , ya que parte del  $\text{Cl}_2$  generado en el ánodo pasa directamente a disolución para posteriormente reaccionar con el agua (véase la figura 11).

Al igual que en la experiencia anterior se puede comprobar el carácter inflamable del hidrógeno. Además se puede comprobar fácilmente el intenso olor a lejía que se desprende de la disolución, el cual se debe precisamente a que uno de los productos de esta reacción es el ion hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ), el principal componente de la lejía<sup>4</sup>. Comprobar las modificaciones del pH de la disolución en las proximidades de los electrodos resulta más complicado, pues el cloro generado es un oxidante muy fuerte, capaz de destruir las moléculas orgánicas que confieren el color de la fenolftaleína o del extracto de col lombarda (Heredia Avalos 2006a).

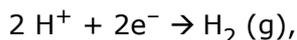


**Figura 11.** Electrólisis de una disolución de cloruro sódico.

### Electrólisis de cloruro de cinc

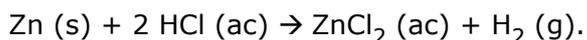
A primera vista esta electrólisis no reviste mayor complicación que la anterior, exceptuando el hecho de que se necesite cloruro de cinc ( $\text{ZnCl}_2$ ) para preparar la disolución de electrolito. Sin embargo, la idea fundamental de este trabajo es utilizar siempre reactivos que pueden encontrarse fácilmente en casa, y el cloruro de cinc no parece ser uno de estos reactivos.

Nada más lejos de la realidad, se puede obtener una disolución de cloruro de cinc partiendo de un trozo de cinc, proveniente de una pila salina gastada, y ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ), también conocido como agua fuerte o sulfumant, que se puede adquirir fácilmente en la sección de productos de limpieza de cualquier supermercado. Para ello se vierten unos 20 ml de ácido clorhídrico en un vaso junto con unos 100 ml de agua y se agrega un trozo pequeño de cinc. Al cabo de unos segundos la superficie del cinc comienza a burbujear hidrógeno fuertemente. Las reacciones químicas que tienen lugar son



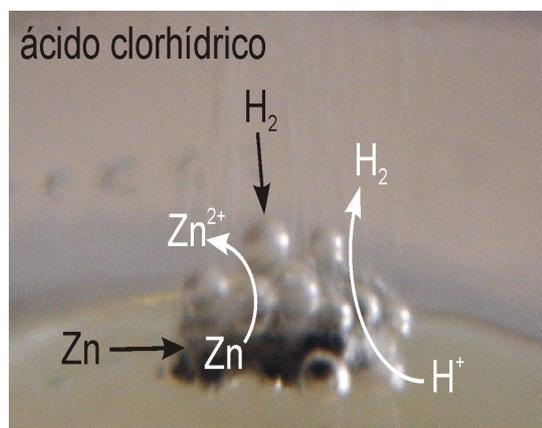
es decir,

<sup>4</sup> Nótese que para oler el cloro que se desprende en el ánodo no hay que colocar la nariz sobre el electrodo, sino acercar el gas a nuestra nariz usando nuestra mano a modo de abanico. Este es el procedimiento que debe emplearse para oler sustancias químicas, ya que acercar la nariz directamente puede ser muy peligroso; es más, en muchos casos ni siquiera será aplicable este procedimiento.



Si se acerca una cerilla a la superficie de la disolución se producirán pequeñas explosiones debidas a la combustión del hidrógeno. En la figura 12 se observa claramente el desprendimiento de hidrógeno en la superficie del cinc.

Transcurridos unos minutos el cinc se disuelve totalmente. Ahora se puede añadir otro trozo de cinc. Se debe agregar en total aproximadamente un tercio del cinc que se extrajo de la pila salina. Sin embargo, dado que esta reacción es bastante rápida y exotérmica, conviene no agregar demasiado cinc de golpe; además, el hidrógeno formado arrastra vapores de cloruro de hidrógeno y humedad, que resultan irritantes. A no ser que se realice con poca cantidad de cinc, esta experiencia debe realizarse en un lugar bien ventilado o con campana de extracción. Ya que probablemente el cinc que se ha usado contenía restos de otras sustancias (dióxido de manganeso, negro de carbón, etc.) es preciso realizar un filtrado usando un papel de filtro de café y un embudo antes de continuar. Esta aparente desaparición de los trozos metálicos de cinc suele sorprender bastante a los estudiantes, máxime cuando se les indica que todo ese cinc se encuentra ahora en una disolución incolora, que para ellos aparentemente no contiene nada.



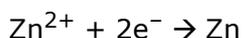
**Figura 12.-** Cinc sumergido en ácido clorhídrico. Se observan burbujas de hidrógeno.

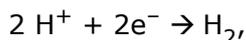
Una forma excelente de demostrarles que el cinc sigue estando presente en esa disolución es mediante una electrólisis. En este caso sólo se utiliza un electrodo de carbono, el otro electrodo está constituido directamente por los filamentos de un cable eléctrico de cobre. El montaje es muy parecido al desarrollado en las experiencias anteriores, si bien el polo negativo de la fuente de alimentación (o de la pila) debe enlazarse al electrodo de cobre, mientras que el polo positivo se une al electrodo de carbono. En la figura 13 se muestra el montaje a realizar.



**Figura 13.-** Electrólisis de una disolución de cloruro de cinc.

Nada más sumergir los electrodos en la disolución de cloruro de cinc se observa el desprendimiento de gases en ambos electrodos. Además, se observa que sobre los filamentos de cobre se deposita un metal plateado. Las reacciones que tienen lugar en el cátodo son

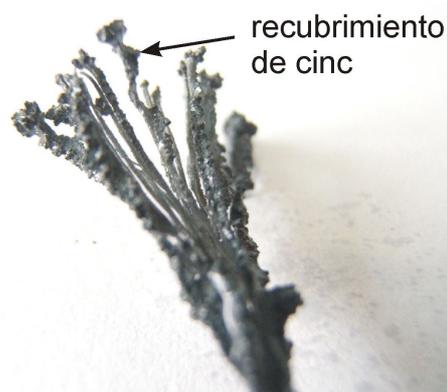




mientras que en el ánodo se produce



En la figura 14 se muestra cual es el aspecto del electrodo de cobre transcurridos unos minutos. Dado que en esta experiencia se produce cloro, conviene realizarla en un lugar bien ventilado.



Lo sorprendente de esta experiencia es que pone de manifiesto que los trozos de cinc que se añaden al ácido clorhídrico "desaparecen" para luego "reaparecer" sobre el cátodo en su forma metálica original. Se puede realizar la experiencia usando diferentes concentraciones de cloruro de cinc o modificando la diferencia de potencial aplicada; así, se obtendrán resultados visualmente diferentes para el depósito de cinc. Incluso se puede estudiar cómo se modifica el crecimiento de cinc sobre el cobre al cambiar la concentración de cloruro de cinc o la diferencia de potencial aplicada.

**Figura 14.-** Cable de cobre recubierto de cinc.

### Electrólisis de yoduro potásico

El principal inconveniente con el que nos encontramos en esta experiencia es disponer de una disolución de yoduro potásico, pues la restricción que se propone en este trabajo es usar reactivos fácilmente accesibles y asequibles, y el yoduro potásico no parece ser uno de estos reactivos. Sin embargo, tal y como veremos a continuación, esta sal se puede obtener a partir de otros reactivos que sí pueden encontrarse en un supermercado. Para obtener el yoduro potásico se requiere de un paso previo, en el cual se necesita tintura de yodo e hidrógenosulfito sódico ( $\text{NaHSO}_3$ )<sup>5</sup>. La tintura de yodo se puede adquirir en cualquier farmacia, pues se usa para tratar pequeñas heridas. Está compuesta por una disolución en etanol de yodo diatómico ( $\text{I}_2$ ) y yoduro potásico ( $\text{KI}$ )<sup>6</sup>. Por otra parte, el hidrógenosulfito sódico puede adquirirse en la sección de productos de limpieza de supermercados, pues se emplea como decolorante de tejidos.

El procedimiento a seguir sería el siguiente. En un recipiente con unos 100 ml de agua se añaden 12 gotas de tintura de yodo. A continuación se prepara una disolución de

<sup>5</sup>Existen otras posibles fuentes de yoduro potásico. Desde hace algunos años se comercializa para consumo doméstico sal yodada, que se comercializa para evitar enfermedades por deficiencia de yodo en la dieta, dados los malos hábitos alimenticios adquiridos por la sociedad moderna. Esta sal contiene principalmente cloruro sódico y una pequeña proporción de yoduro potásico o sódico (de unos 5 mg por cada 100 g). También se puede encontrar yoduro potásico en farmacias, pues se usa para tratar las enfermedades producidas por las deficiencias de este elemento en la dieta. Sin embargo, en estas fuentes la cantidad de yoduro potásico presente es pequeña por lo que en este trabajo se ha optado por usar otro procedimiento de obtención.

<sup>6</sup>El yodo diatómico es poco soluble en agua, sin embargo, cuando está en disolución con iones yoduro ( $\text{I}^-$ ) aumenta su solubilidad al formar poliyoduros ( $\text{I}_3^-$  y  $\text{I}_5^-$ ).

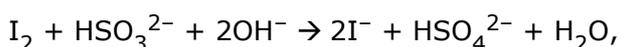
NaHSO<sub>3</sub> y se añade gota a gota hasta que la disolución se vuelva incolora. Las reacciones químicas que tienen lugar son la reducción del yodo diatómico



y la oxidación del sulfito



es decir,

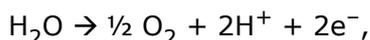


lo cual explica que la disolución se vuelva incolora, pues el ion yoduro es incoloro. Así pues, con este procedimiento se ha obtenido una disolución incolora de iones yoduro, potasio, sodio y sulfato. Merece la pena destacar que esta experiencia, si se realiza cuantitativamente, podría constituir en sí misma una práctica de valoración redox en la cual se determina la cantidad de yodo en una disolución problema. Para alcanzar mayor exactitud en la valoración podría utilizarse almidón como indicador, pues éste forma un complejo con el yodo de color azul muy intenso. Siguiendo la filosofía de este trabajo, el almidón se puede adquirir en supermercados y droguerías, pues se emplea para dar rigidez a ciertos tejidos. También está presente en patatas, arroz, pastas, etc., por lo que el caldo obtenido al hervir estos alimentos en agua contiene almidón.

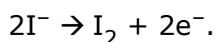
Si se realiza una electrólisis de la disolución anterior se obtendrá el resultado mostrado en la figura 15. En el cátodo se observa desprendimiento de hidrógeno por la reducción del protón,



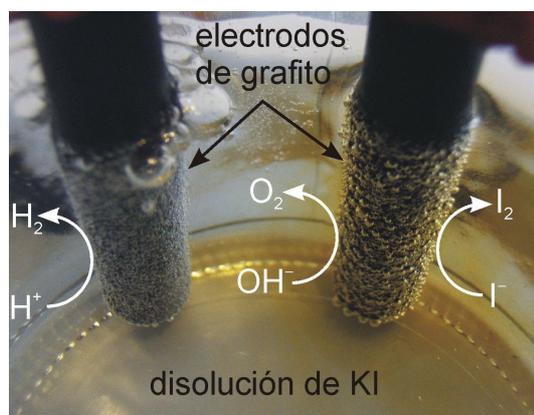
mientras que en el ánodo tienen lugar tanto la oxidación del agua, que da lugar a la formación de oxígeno gaseoso,



como la formación de yodo diatómico por la oxidación de los iones yoduro, la cual confiere un color amarillo a la disolución,



Si se quiere poner de manifiesto más claramente la presencia de yodo diatómico se puede utilizar la disolución de almidón.



**Figura 15.-** *Electrólisis de una disolución de iones yoduro, obtenida a partir de tintura de yodo e hidrógenosulfito sódico.*

## CONCLUSIÓN

A lo largo de este trabajo se han propuesto varias experiencias de química. En todas ellas se ha hecho uso de materiales y sustancias fácilmente accesibles y bastante asequibles, lo cual pone de manifiesto la facilidad con la que se pueden realizar experiencias de química en casa, usando utensilios de cocina y reactivos caseros, en lugar de material y reactivos de laboratorio. Conviene destacar que el uso de elementos cotidianos en las experiencias permite acercar más fácilmente la química a los estudiantes, este acercamiento les incita a la observación y al análisis de los fenómenos químicos que pueden observar en su entorno.

En este trabajo se ha estudiado el fenómeno de la conducción eléctrica de diversas disoluciones desde un punto de vista cualitativo, con el fin de establecer qué sustancias se comportan como un electrolito y pueden usarse como tal. También, se ha estudiado el funcionamiento de una pila salina y, posteriormente, se han aprovechado sus partes para hacer algunas experiencias. Se ha establecido experimentalmente la necesidad de usar un electrodo de referencia, se ha indicado como construir uno y se ha elaborado una tabla de potenciales. También se ha mostrado como fabricar varios tipos de pilas caseras, capaces incluso de hacer lucir un diodo LED. Por último, se han propuesto varias experiencias de electrólisis. Con todas estas experiencias el estudiante se puede acercar experimentalmente a la electroquímica de una forma sencilla y barata.

## REFERENCIAS

- COROMINAS, J. (1999). Un "sacapuntas" y la oxidación de los metales. En línea en: <http://centros5.pntic.mec.es/ies.victoria.kent/Rincon-C/Practica/PR-3/PR-3.htm>
- HEREDIA AVALOS, S. (2006a). Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(1) pp. 89-104. En línea en: <http://www.apac-eureka.org/revista/>
- HEREDIA AVALOS, S. (2006b). Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(3) pp. 467-484. En línea en: <http://www.apac-eureka.org/revista/>
- PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). *Seguridad en laboratorios químicos*. En línea en: <http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.zip>
- ROGULSKI Z. y CZERWINSKI A. (2003). Cathode modification in the Leclanché cell, *Journal of Solid State Electrochemistry*, 7, pp. 118-121.

## ENTERTAINING EXPERIMENTS OF HOME ELECTROCHEMISTRY

### SUMMARY

*Chemistry, and electrochemistry, whose study is included within chemistry, is a subject that students usually think difficult, boring, without interest and moreover that requires sophisticated laboratory material and expensive and strange chemicals, not a bit of it, as it will be stated in this work, where several simple experiments are proposed using cheap chemicals that mostly can be found in supermarkets, and kitchen utensils. These experiments permit to deal with electrochemistry in a nice and entertaining way, arousing the interest of the students by the chemistry.*

**Keywords:** *Chemistry experiments; electrochemistry; home materials and reagents; chemical demonstrations.*