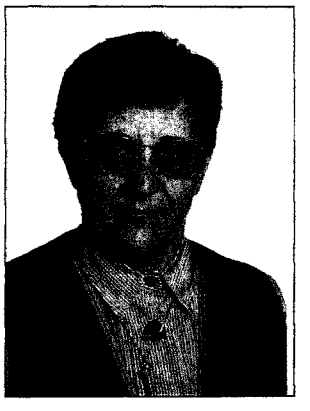
Estudio teórico experimental de fenómenos de transferencia de electrones en Química y Biología con alumnos de bachillerato

M. Martín Sánchez[1], M.ª A. García Collantes[2], M.ª T. Martín Sánchez[3]
[1]*Facultad de Educación. Universidad Complutense de Madrid*
[2]*Facultad de Educación. Universidad Complutense. Madrid. diciex@eucmos.sim.ucm.es*
[3]*IES «Fernando de Rojas». Salamanca. tmartin@arrakis.es*

M. Martín Sánchez

M.ª A. García Collantes


M.ª Teresa Martín Sánchez

El campo de la Electroquímica tiene una serie de características que hace que lo consideremos adecuado para trabajar con los alumnos de niveles básicos:

Se pueden hacer experimentos sencillos con material fácil de conseguir que sirven para desarrollar la capacidad de observación e iniciar a los alumnos en la experimentación.

Tiene aplicaciones en la vida corriente que le son familiares a los alumnos.

Se puede hacer un estudio histórico del mismo que permite comprobar las implicaciones de la ciencia en política, economía, etc.

Permite iniciar a los alumnos en el concepto de «fractal», hacerles notar como los modelos estructurales se repiten en la naturaleza: la materia inerte se organiza y estructura con frecuencia en formas similares a la materia viva.

En los seres vivos existen procesos que son verdaderas «pilas eléctricas».

Para su estudio podríamos considerar cuatro apartados:

1. Unos elementos metálicos son más activos que otros y los pueden desplazar en sus compuestos.
2. Con dos elementos metálicos de distinta actividad o con disoluciones de distinta concentración se puede conseguir un generador de energía eléctrica que se conoce como **«pila eléctrica»**, tendríamos de esta forma un **sistema químico productor de energía eléctrica.**
3. Mediante la energía eléctrica podemos romper enlaces químicos, proceso llamado **electrólisis,** así llegaríamos a **un sistema químico productor de sustancias.**
4. Con una reacción química reversible podemos acumular energía eléctrica, así funcionan los **acumuladores eléctricos.**

El objetivo principal será que los alumnos lleguen a unos conocimientos mínimos, bien por exposición del Profesor o bien con preguntas adecuadas relativas a fenómenos o hechos que conocen de la vida diaria, y que estos conocimientos le permitan poder explicar una serie de hechos experimentales.

Los trabajos experimentales unas veces se realizan en el aula y otras en el laboratorio. En el aula se pueden hacer en gran grupo con ayuda del retroproyector o trabajando en grupos de cuatro alumnos. En el último caso trabajan juntos los dos que están detrás y los dos de delante dando la vuelta a sus sillas y utilizando como mesa de trabajo los pupitres de los primeros. Sobre el pupitre se coloca un periódico atrasado, a modo de mantel, que después se utiliza para envolver los restos que se depositan en una bolsa de basura. Algunos alumnos hacen de ayudantes para dis-

tribuir y recoger el material. Los residuos se recogen en una bolsa de basura y el material que se va a guardar en una o varias bandejas, para que quede ya clasificado para utilizaciones siguientes.

Si se hace sobre retroproyector con objeto de que no se manche se debe de cubrir con un plástico trasparente, con cuidado de no tapar los orificios de ventilación.

En cualquiera de los experimentos cada alumno deberá de ir anotando, por escrito, todo lo que observa. Cuando se trabaja en el aula se puede pedir a algunos alumnos que las anotaciones las hagan sobre una transparencia, que se les facilitará, para después comenzar la discusión proyectando esas transparencias.

1. ACTIVIDAD DE LOS METALES

La idea teórica fundamental es que los metales están formados por iones positivos en una atmósfera de electrones que sería como el pegamento que los une. Esto explica todas las propiedades físicas, brillo, conductores, etc.. «Disolver» o «deshacer» un metal será arrancarle, de alguna forma los electrones, para que queden sueltos los iones que pasaran a formar parte de otro compuesto químico. Volver a «reconstruir» el metal (enlace metálico) consistirá en que los iones recuperen de nuevo los electrones.

Con preguntas adecuadas el profesor puede conseguir que los alumnos ordenen los metales más conocidos según su actividad recurriendo a hechos que conocen de la vida corriente. Bastará con decirles que los clasificamos en metales menos activos que el hidrógeno, que en la escala los pondremos por cima del hidrogeno, y más activos que el hidrógeno que los colocaremos por debajo.

Los metales, cuyo sistema está por cima del sistema $2H^+ + 2\,e^- \rightarrow H_2$, al ser poco activos, son estables y conservan el brillo por lo que serán los que se utilizan en joyería y cuanto menos sea necesario limpiarlos significará que son más estables, más nobles y estarán mas arriba de la escala (platino, oro, plata, mercurio, cobre). Mientras que los que más se oxidan serán muy activos y serán últimos de la escala. Algunos son tan activos que ni siquiera se pueden dejar en contacto con el aire porque dejarían de ser metales convirtiéndose en otros compuestos químicos al combinarse con los componentes del aire, como por ejemplo el sodio.

Esa escala nos permitirá saber que metales van a desplazar a otros de sus compuestos por ser más activos.

Varias reacciones químicas sirven comprobar la diferente actividad de los metales, vamos a proponer una serie de ellas que nos parecen las más interesantes.

Los metales activos pueden desplazar el hidrógeno del agua, si son muy activos lo hacen de forma violenta e incluso explosiva como es el caso del sodio. Los que son menos activos como el magnesio es necesario calentar y los mucho menos activos para que reaccionen con el agua el metal debe de calentarse al rojo, como es el caso del hierro. Al desplazar el hidrógeno se formará el hidróxido del metal e hidrógeno salvo en los casos en que el metal esté al rojo que se formará el óxido.

Experimentalmente podemos comenzar por comprobar la **reacción del sodio con el agua.** Primero los alumnos observan que el sodio se guarda en gasolina; en el comercio lo venden dentro de un frasco en el que se ha hecho el vacío, una vez que se abre el frasco, para que no se convierta en óxido, hidróxido o carbonato se debe de rellenar inmediatamente con gasolina.

La reacción se hace sobre el retroproyector en una cápsula petri que contiene agua y unas gotas de fenolftaleína. Se deben de utilizar trozos de sodio **muy pequeños,** del tamaño de una lenteja, porque de lo contrario **PUEDE EXPLOTAR.** El trozo es irregular pero, en el momento, en que se echa en agua que comienza a reaccionar como la reacción es exotérmica se funde y adopta la forma de una esferita. Se desplaza a gran velocidad de un lado para otro, en sentido contrario a la estela del gas, recuerda en su movimiento el de los aviones a reacción. El agua toma color rosa debido al carácter básico del hidróxido que se forma y a la presencia de fenolftaleína. Si la cápsula está bien limpia la bolita choca con las paredes reflejándose con el mismo ángulo con el que llegó. Se favorece el movimiento echando una gota de detergente en el agua, de esta forma disminuye la tensión superficial del agua y la bolita de sodio se mueve con más facilidad. Es importante no poner demasiado detergente porque saldrían muchas burbujas y se vería peor. Se puede hacer en dos cápsulas a la vez una con detergente y otra sin detergente para que los alumnos busquen posibles diferencias.

Otro experimento relacionado con este tema que se puede hacer en el retroproyector, en cápsulas de petri, es comprobar el **comportamiento de distintos metales con ácido clorhídrico.** Como metales se pueden utilizar cobre, cinc, hierro y magnesio. El ácido clorhídrico adecuado para que se vea bien la reacción debe ser, aproximadamente, 5 M.

Experimentos adecuados para realizar en el laboratorio por grupos son la **obtención de cristales de distintos metales** colocando una disolución diluida de una sal de un metal poco activo, en un tubo de ensayo, que se debe de mantener en reposo sobre una gradilla, y dentro colgando un trocito de un metal activo. De esta forma el metal activo desplaza al poco activo y comienzan a crecer cristalitos, de este segundo metal, que cuelgan del trozo del primero a lo largo del tubo de ensayo y que se conocen con el nombre de arboles porque son figuras arborescentes, que en este momento nos valdrían para introducir el concepto de «fractal».

Estos «árboles metálicos» los hemos encontrado descritos por primera vez en el libro de Ozanaman de 1778.

Además de observarlos a simple vista es interesante que los alumnos los observen a través de una lupa binocular. De esta forma podríamos obtener cristales de plata, de estaño, de plomo y de hierro

Los **cristales de plata** se obtienen con una disolución de nitrato de plata, en un tubo de ensayo, en la que se

Cristalitos de Plata

cuelga un trozo de cable de cobre de múltiples hilos que se separan dentro de la disolución como si fueran una escobilla. Aunque rápidamente se comprueba que los hilos de cobre se van disolviendo y sobre ellos se deposita plata, que al comienzo es como un polvo gris, sin brillo, pero si se deja hasta el día siguiente a lo largo de la disolución han crecido unos cristales de plata, de color blanco, muy brillantes, con forma similar a las hojas o acículas. Si se mueve el tubo de ensayo o si el cable de cobre tenía los hilos muy finos se pueden caer al fondo del tubo. Si a la disolución se añaden unas gotas de hidróxido amónico aparece una coloración azul intensa del complejo amoniacal de los iones cobre.

Cristalitos de plata también se pueden observar con una lupa si sobre una moneda de color amarillo se añaden unas gotas de una disolución de nitrato de plata.

Otro procedimiento es desplazar la **plata** del nitrato de plata con mercurio. Se echa el mercurio en el tubo de ensayo y sobre él se vierte la disolución de nitrato de plata, se deja en reposo hasta el día siguiente y se puede ver que parte del mercurio se ha disuelto y sobre el resto se han formado unos enormes cristales de plata, conocidos como **ARBOL DE DIANA.**

La plata siempre se une por su color y aspecto a la luna y como la luna va unida con Diana, por eso el árbol de plata se llama de Diana

Se pueden obtener **cristales de plomo** colgando cinc en una disolución de nitrato de plomo (II). Se debe esperar durante cierto tiempo, del orden de un día, para poder observar que parte de la lámina de cinc se disuelve y sobre ella se depositan cristalitos de plomo, brillantes, que incluso quedan colgando de la lámina, formando lo que se conoce como **ARBOL DE SATURNO.** Si se hace con una disolución muy diluida se pueden observar con la lupa unas preciosas «hojas de helecho» de plomo. No se debe dejar más tiempo de un día porque el plomo se oxida.

El plomo se relaciona con Saturno por dos motivos, con el planeta porque se pensaba que al ser el más grande era el más lento o pesado como el plomo. Por otra parte porque el plomo destruye algunos metales, en el sentido en que al alearse con ellos desaparecen sus propiedades, lo mismo que Saturno devoró a sus hijos.

Cristales de cobre se forman cuando en una disolución diluida de sulfato de cobre (II) se cuelga un clavo de hierro. Se deben de añadir unos cristales de sal gorda de cocina, que contribuyen a que desaparezca la capa de óxido que tiene el clavo y de esta forma reaccione mejor. Al día siguiente se puede comprobar, observándolo directamente, y mejor con una lupa binocular que a partir del clavo, a lo largo del tubo, se han formado unos cristales de cobre similares a las hojas de los helechos y el clavo se ha hecho mucho más fino.

De forma similar se puede obtener **cobre en polvo** si a una disolución de sulfato de cobre (II) se le añaden limaduras de aluminio. Si se calienta durante unos minutos no se produce ningún cambio. Sin embargo, si cuando está caliente, se le añaden los cristales de cloruro de sodio, rápidamente, comienza a reaccionar y aparece un precipitado de polvo rojo de cobre y la disolución se hace incolora. Se puede separar el cobre del aluminio en exceso añadiendo ácido clorhídrico que disuelve al aluminio y no disuelve al cobre. En estos dos últimos experimentos se podría hablar del efecto catalítico del cloruro de sodio.

Cristales de estaño se pueden obtener disolviendo cloruro de estaño (II) en agua, mejor en un erlenmeyer, y añadiendo unas gotas de ácido clorhídrico 2M, lentamente y agitando, justo hasta que desaparece la turbidez debida a la hidrólisis, y colgando una lámina de cinc en la disolución. Rápidamente se comprueba como la lámina de cinc se va desapareciendo y sobre ella se deposita el estaño, al principio en forma de un polvo más bien amorfo pero termina cristalizando como hojas de helecho dando lugar al **ARBOL DE JUPITER.**

Se llama árbol de Júpiter porque las cristalizaciones se parecen a la representación que se hace de la barba de Júpiter.

Limpieza de objetos de plata: Si en una sartén de aluminio se coloca una disolución que contiene sal gorda de cocina y algo de carbonato de sodio, se introduce un objeto de plata y se caliente a ebullición desaparece el color negro de la plata, debido al óxido o sulfuro que la recubren quedando plata metálica.

En la actualidad se pueden ver anuncios que se refieren a láminas metálicas misteriosas que sirven para limpiar objetos de plata, las instrucciones son colocar en un recipiente con agua hirviendo y algo de carbonato de sodio el objeto a limpiar y la lámina. La lámina misteriosa es de aluminio. En lugar de

carbonato de sodio se puede utilizar un detergente muy básico del tipo de los que se utilizan para las lavadoras. Se activa la reacción si se añaden unos cristales de sal gorda de cocina.

2. PILAS ELÉCTRICAS (SISTEMAS ELECTROQUIMICOS PRODUCTORES DE ENERGIA)

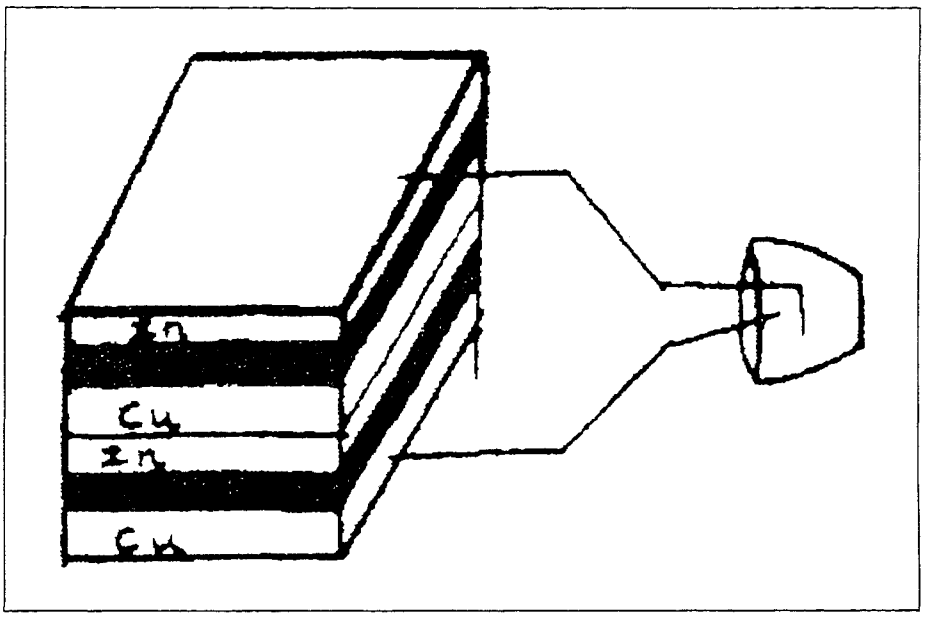
Dos metales de distinta actividad en medio húmedo, mejor ligeramente ácido forman una PILA ELÉCTRICA. El metal más activo se va desapareciendo cediendo electrones, por lo que será el ANODO de la pila, mientras que el menos activo captaría los electrones actuando de CATODO. Con frecuencia se encuentran errores en los libros de texto al asignar estos nombres , que sin duda se deben a que si esa pila se conecta a una cuba electrolítica el ánodo y cátodo de la cuba serían al contrario, por lo que es mejor recurrir al significado etimológico de las palabras ánodo y cátodo.

Cat-odo = camino hacia abajo, an-odo = camino hacia arriba

El primero sería el camino por donde entran(o bajan) los electrones al sistema y el segundo el camino por donde suben (o salen) los electrones del sistema. En una pila de cinc y cobre, el CATODO será el cobre y el ANODO será el cinc. El cobre estará recogiendo los electrones del circuito exterior y el cinc estará enviándolos al circuito exterior.

Se pueden montar varias pilas eléctricas con los metales de uso más frecuente en un laboratorio: Cinc, cobre y sulfúrico (pila de Volta); moneda de peseta (blanca), moneda de duro (amarillo) separadas por papel de filtro humedecido con vinagre; lámina de aluminio, varilla de grafito y ácido nítrico; láminas de cinc y cobre, metidas en un limón; madeja de magnesio y lámina de cobre en zumo de manzana, etc.

Las dos que más utilizamos en enseñanza, por su facilidad en el manejo y porque las hacemos en el aula, la primera trabajando en pequeños grupos y



la segunda como experimento de cátedra, son:

La **pila de las monedas** que se puede hacer con las minipesetas actuales y los duros entre los que se intercalan círculos de papel de filtro que se han empapado en una disolución de sal gorda en el vinagre. Los círculos de papel de filtro después de introducirlos en la disolución para que se empapen bien se dejan escurrir sobre un papel de periódico. Se comienza colocando una peseta, después dos circulitos de papel de filtro empapados en la disolución, a continuación un duro y, en contacto directo con este, otra peseta. Repitiendo todo el proceso hasta que se hayan colocado las monedas necesarias para que queden tres pilas en serie. Si estaban bien limpias se podrá encender un LED ROJO apoyando sus patas sobre la primera peseta y el último duro. No se puede olvidar que el LED solo funciona en un sentido. Que es importante echar sal en el vinagre para conseguir mayor «efecto» lo dice Berzelius. en su tratado de la «electricidad».

La **pila** de **magnesio y cobre con un zumo** sirve para poner en marcha un reloj eléctrico de pared. Previamente al experimento se deben de limpiar bien la cinta de magnesio y la lámina de cobre. La primera se limpia dejándola durante un minuto cubierta de vinagre. La segunda sumergiéndola en un clorhídrico bastante concentrado. Es imprescindible que esta operación se haga poco antes de hacer el experimento, porque sobre todo el magnesio se recubre pronto de una capa de óxido y carbonato que le resta actividad. Después de haberlas limpiado, se colocan dentro del vaso de forma que no entren en contacto. Se conectan, mediante cables de cobre y con ayuda de las pinzas de cocodrilo, a las conexiones de que dispone el reloj eléctrico para colocar la pila, teniendo en cuenta que el positivo vaya unido al cobre y el negativo al magnesio. Se añade el zumo de manzana dentro del vaso con cuidado de que no llegue a cubrir la conexión de los cables.

Otro trabajo que se puede hacer en el aula es la **observación de pilas secas** para comprobar cómo están hechas. Se pueden utilizar las pilas secas que están gastadas para plantear un ejercicio de observación con los alumnos. Utilizamos las pilas de 4,5 V que son las más fáciles de cortar. Les cortamos la base con unas tijeras de cortar metales o con un cuchillo para que se pueda ver bien toda la sección del cilindro. A cada grupo de cuatro alumnos les damos dos paquetes, en sobres usados, uno lleva una pila cortada y el otro una pila de 4,5 V. Se les puede dar un trozo de papel de cocina para que se limpien los dedos. Al final les pedimos que dejen los paquetes como estaban y los recogemos para usarlos otra vez. Comenzando por la observación de la pila cortada deberán indicar todo lo que pueden observar y, al mismo tiempo, se irá haciendo un esquema en el encerado:

recipiente cilíndrico de cinc, barra de carbón en el centro que sobresale, pegado al recipiente de cinc una pequeña capa de una sustancia blanca o marrón (disolución de cloruro de amonio empapada en serrín o papel de filtro), una sustancia negra rodeando la barra de carbón (MnO_2). Con preguntas dirigidas se llega a la explicación del funcionamiento: el cinc como metal activo puede ceder electrones mediante la reacción:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^-$$

Los iones amonio pueden captar electrones sobre la barra de grafito produciéndose la siguiente reacción:

$$NH_4^+ + e^- \rightarrow NH_3 + H_2$$

El hidrógeno es un gas que se quedaría pegado a la barra de carbón impidiendo que se acercaran los iones amonio, con lo que la pila dejaría de funcionar fenómeno que se llama polarización. Para evitar la polarización se pone un oxidante que reacciona con el hidrógeno produciendo agua, de esta forma además de eliminar el hidrógeno se mantiene la pila húmeda. El oxidante es el dióxido de manganeso, que se encuentra en la naturaleza y se llama pirolusita. Se consiguen 1,5 V.

Esta pila es bastante estable, barata y fácil de transportar motivo por el cual se ha seguido utilizando desde el descubrimiento por Leclanché a finales del siglo pasado.

Durante la segunda guerra mundial, en la zona del Pacifico en el ataque de Pearl Harbour, las pilas le explotaban y no podían utilizar los sistemas de trasmisión por lo que encargaron a Samuel Rubén, que era conocido como un investigador de tipo práctico, que hiciera lo posible por buscar una solución y descubrió las pilas alcalinas que son más estables a altas temperaturas.

Las pilas alcalinas se diferencian de las anteriores en que el electrólito es una disolución de hidróxido de potasio, motivo por el cual se llaman alcalinas, y el despolarizante es óxido de mercurio. Al pasar los años, se encontró mercurio como contaminante en sitios insospechados, llegando a la conclusión de que procedía de las pilas gastadas que se abandonaban en cualquier sitio, era necesario sustituirlas y nuevas investigaciones han llevado a las pilas de litio que tienen una fuerza electromotriz de 3 V. Se pensó en el litio por ser 3 múltiplo de 1,5 lo que permitiría utilizarlas para el funcionamiento de la mayoría de los dispositivos que ya se tenían en el mercado.

A continuación se pasaría a observar y describir la pila de 4,5 V, descripción que irían haciendo los alumnos dirigiéndolos con preguntas como las siguientes: ¿cuántas pilas hay dentro?, ¿cómo están conectadas entre sí?, ¿como están separadas para que no hagan contacto los recipientes metálicos?, ¿cuántos voltios tiene y por qué?, ¿cuál es el polo positivo y cuál el negativo?, ¿como lo saben?, ¿cómo la representarían?, ¿se trata de una conexión de pilas en serie o en paralelo?, ¿tiene que ver algo con la representación mediante dos líneas verticales, una más larga polo positivo y otra más corta polo negativo, con la longitud de las dos laminillas metálicas de conexión?

En el campo de la Biología, este apartado se puede completar con el estudio del impulso nervioso y de otros procesos que implican la formación de corriente electrónicas, tales como la fotosíntesis y la respiración.

La conducción de la corriente nerviosa en las células, desde los experimentos de fisiólogo italiano Luigi Galvani, se sabe que está asociada a fenómenos electroquímicos, y fue él quien marcó el comienzo de una serie de experiencias sobre electricidad animal.

A) Impulso nervioso

Una característica importante de las células nerviosas es su capacidad de dejar entrar o no, de manera selectiva, diversos iones, hasta establecer a ambos lados de sus membranas una diferencia de carga eléctrica, es decir, un potencial eléctrico.

En la célula nerviosa existe un sistema de transporte activo para establecer y mantener el potencial eléctrico entre ambos lados de su membrana que se conoce con el nombre de bomba de sodio-potasio. Este sistema bombea los iones de sodio hacia el exterior de la célula intercambiándolos con los de potasio que se concentran en el interior. El sistema es ayudado en parte por la propia membrana celular, que en estado de reposo es impermeable a la entrada del sodio, pero permeable al potasio, parte del cual sale de la neurona y suma su carga positiva a la del sodio. El otro factor que establece el potencial eléctrico entre las dos caras de la membrana de la célula nerviosa es la presencia en el interior de la célula de muchos iones orgánicos de gran tamaño, cargados negativamente, que no pueden atravesar la membrana. Como resultado de esta concentración selectiva de iones de cargas diferentes a ambos lados de la membrana de la neurona en reposo, se establece una diferencia de potencial entre ambos lados, encontrándose entonces la membrana polarizada.

Este estado polarizado de la membrana se mantiene mientras que no ocurra nada que haga aumentar la permeabilidad de ningún punto de la membrana al sodio, pero si esta permeabilidad puntual aumentara como consecuencia de un estímulo, los iones de sodio entran en la neurona, con lo cual desaparece el potencial normal de reposo en el lugar afectado. Este fenómeno recibe el nombre de despolarización. La entrada precipitada de cationes sodio a la neurona va seguida inmediatamente del escape hacia el exterior de cationes potasio, lo que neutraliza la membrana neuronal en el punto mencionado. Este cambio de la permeabilidad de la membrana se va transmitiendo por ella, por lo que el impulso nervioso es en realidad una onda de despolarización que recorre toda la longitud de la membrana neuronal.

B) La fotosíntesis

Otro de los muchos procesos celulares en los que se generan corrientes electrónicas, es el mecanismo de la fotosíntesis. Este proceso originado hace cerca de 3.500 millones de años, supuso la posibilidad de producir materia orgánica a partir de la inorgánica utilizan-

do la luz como fuente de energía. Posteriormente los seres fotosintéticos en su evolución, adquirieron la capacidad de utilizar la energía de la radiación luminosa para romper la molécula de agua y producir electrones, a la vez que se liberaba oxígeno a la atmósfera.

En las células verdes de los vegetales, existen unos orgánulos especializados llamados cloroplastos, en los que tiene lugar la actividad fotosintética. En el interior de estos cloroplastos hay unos sistemas de dobles membranas de naturaleza lipoproteica llamados «tilacoides», que se encuentran apilados formando los «grana», y que a su vez se unen entre sí por medio de tilacoides puente. Los tilacoides son sacos aplanados cuyas membranas contienen las unidades fotosintéticas que constan de varios grupos de moléculas coordinadas que en conjunto participan en la función fotosintética.

En los cloroplastos, los tilacoides se disponen paralelamente entre sí y orientados hacia la luz de tal manera que los pigmentos contenidos en ellos actúan como si fueran diminutas antenas fotoelectrónicas, para que la recepción de la luz sea óptima. Estas moléculas de pigmentos se encuentran agrupadas en unidades independientes llamadas fotosistemas, existiendo dos tipos de ellos : el fotosistema I (PSI) y el fotosistema II (PSII).

Aunque una sola molécula de clorofila, en cada fotosistema, es la que interviene efectivamente en la reacción fotoquímica, no por ello carecen de importancia las demás moléculas que la acompañan (entre 200 y 500 incluidas clorofilas y carotenoides) ya que todas ellas cooperan en la captación de la luz y la excitación producida es transmitida de unas moléculas a otras hasta cederla finalmente a la molécula de clorofila-a denominada «centro de reacción» que es la que realmente cede su electrón excitado y se oxida. Los carotenoides, además de ayudar a la recolección de la luz, protegen a la clorofila de una fotooxidación perjudicial (por término medio, en un fotosistema tipo, existen unas 250 moléculas de clorofila y unas 50 de carotenoides).

En cada unidad fotosintética, además de las moléculas de clorofila correspondientes a los dos fotosistemas, hay proteínas estructurales y proteínas transportadoras de electrones, sustancias de naturaleza lipídica, y todo el conjunto de moléculas que hacen posible el funcionamiento de esta unidad fotosintética.

En las unidades fotosintéticas se efectúa la transferencia de electrones desde el agua hasta la ferredoxina a través de los dos fotosistemas que actúan sucesivamente a modo de motores fotoeléctricos conectados en serie, que elevan la energía potencial de los electrones desde el nivel que tienen en el agua (+0,82 V) hasta el de la ferredoxina reducida, cuyo potencial redox es de –0,4 V. La ferredoxina reducida es capaz de reducir el nicotin-adenin-dinucleótido fosfato (NADP) que a su vez, con ayuda de la energía suministrada por el ATP, es capaz de reducir al carbono carboxílico del ácido fosfoglicérico (PGA), que es el primer producto resultante de la fijación del anhídrido carbónico atmosférico a la molécula de ribulosa difosfato.

En resumen, la fotosíntesis se interpreta mediante la creación de una corriente continua de electrones desde el agua hasta la ferredoxina, molécula capaz de reducir al NADP, salvando una diferencia de potencial de 1,2 voltios, gracias a la energía aportada por las radiaciones luminosas.

Se produce pues un complejísimo transporte de electrones, cedidos por el agua, utilizando la energía de la luz, que al final sirve para fijar el anhídrido carbónico atmosférico. Como dijo el premio Nobel A. Szent-Gyorgyi «Lo que propulsa la vida... es una pequeña corriente eléctrica mantenida por la luz solar».

El estudio del proceso fotosintético nos serviría para que los alumnos constataran la trascendencia que tiene en las células verdes vegetales la generación de una corriente electrónica inducida por la luz mediante un proceso fotoquímico, que constituye la base de la vida en la Tierra.

C) Respiración

Otro proceso celular que implica un transporte de electrones, es el proceso respiratorio. Este transporte electrónico se realiza en la membrana interna de unos orgánulos celulares llamados mitocondrias, donde se localizan las enzimas y los transportadores de electrones que intervienen en la etapa final de la respiración.

En el proceso respiratorio, al contrario de lo que ocurre en el proceso fotosintético ,los electrones son transportados a favor del gradiente de potencial, es decir, desde la materia orgánica (–0,2 V) hasta la reducción del oxígeno para dar agua con un potencial de +0,82 V. Este transporte de electrones se efectúa unas veces por medio de protones en forma de átomos de hi-

En resumen, la fotosíntesis se interpreta mediante la creación de una corriente continua de electrones desde el agua hasta la ferredoxina, molécula capaz de reducir al NADP, salvando una diferencia de potencial de 1,2 voltios, gracias a la energía aportada por las radiaciones luminosas.

Este estado polarizado de la membrana se mantiene mientras que no ocurra nada que haga aumentar la permeabilidad de ningún punto de la membrana al sodio, pero si esta permeabilidad puntual aumentara como consecuencia de un estímulo, los iones de sodio entran en la neurona, con lo cual desaparece el potencial normal de reposo en el lugar afectado. Este fenómeno recibe el nombre de despolarización.

drógeno y otras veces por medio de una serie de transportadores que actúan en cadena y que sucesivamente van siendo reducidos y oxidados, según capten o suelten los electrones del elemento anterior o los cedan al elemento siguiente. El conjunto de estos portadores es lo que se conoce como «cadena de transporte de electrones de la respiración».

Esta corriente eléctrica a favor del gradiente de potencial, desprende energía y esta energía es almacenada por la célula en forma de enlaces ricos en energía en la molécula de ATP. Esta corriente eléctrica es pues, la base de la obtención de energía durante el proceso respiratorio de todos los seres aerobios.

El proceso respiratorio es un ejemplo que también nos permite hacer comprender a los alumnos la importancia que tiene la generación de corrientes eléctricas en la célula, corrientes éstas que generan la energía química necesaria para que se puedan realizar los procesos vitales celulares.

UNA PILA CURIOSA: CORAZON PULSANTE DE MERCURIO

Si una gota de mercurio, de aproximadamente 1 cm de diámetro, se recubre de una disolución ácida que lleve una sustancia oxidante, y se le aproxima un alfiler, se forma una pila eléctrica en la que el metal poco activo es el mercurio y el más activo es **el hierro.** Al aproximar el alfiler al mercurio se produce una corriente eléctrica que da origen a que varíe la tensión superficial del mercurio y da la impresión de que la gota de mercurio siente el pinchazo del alfiler y se retira, al retirarse deja de funcionar, se aproxima de nuevo al alfiler **y la gota comienza a oscilar.** Se puede encontrar un lugar apropiado de la gota que al aproximar el alfiler oscila produciendo figuras triangulares muy curiosas.

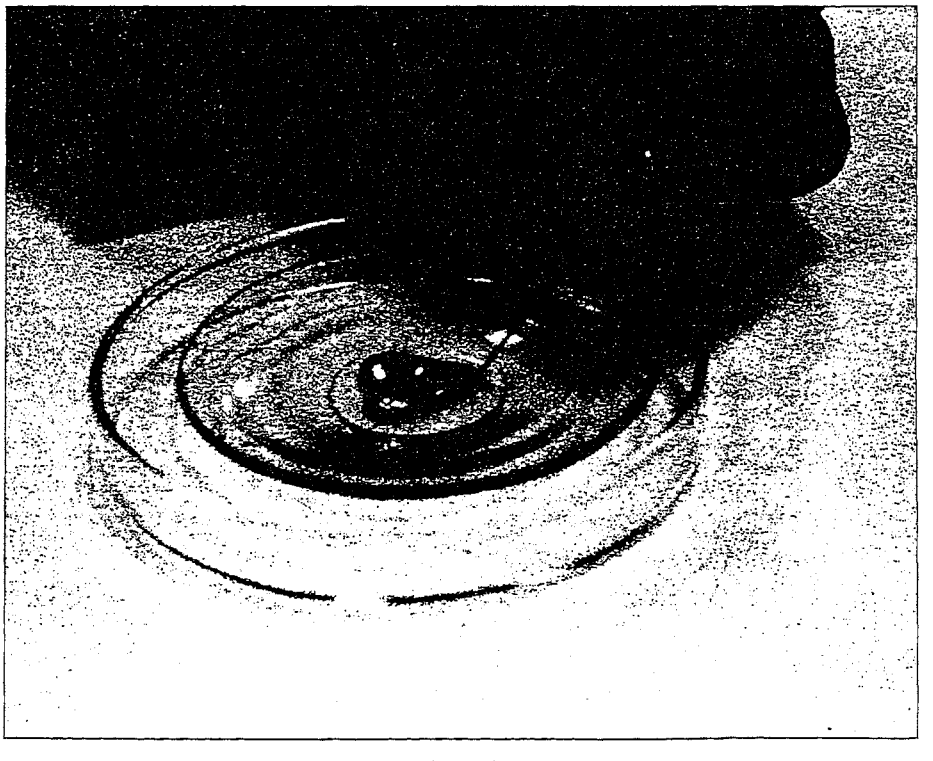
El experimento se puede realizar sobre el retroproyector: se coloca una cápsula de petri, como seguridad, y dentro un vidrio de reloj en el que se echa la gota de mercurio, sobre ella se añade recubriéndola una disolución que es, aproximadamente, 1 M en sulfúrico y 0,1 M en dicromato de potasio. A la gota de mercurio lateralmente, rozándola, se aproxima un alfiler, mejor si está oxidada, y se comprueba que la gota oscila. Será necesario cambiar el alfiler de posición hasta encontrar algún punto en el que entra en resonancia y las oscilaciones son más rápidas.

Se pueden encontrar en la bibliografía trabajos de investigación recientes sobre este tema, subvencionados por la armada de Estados Unidos.

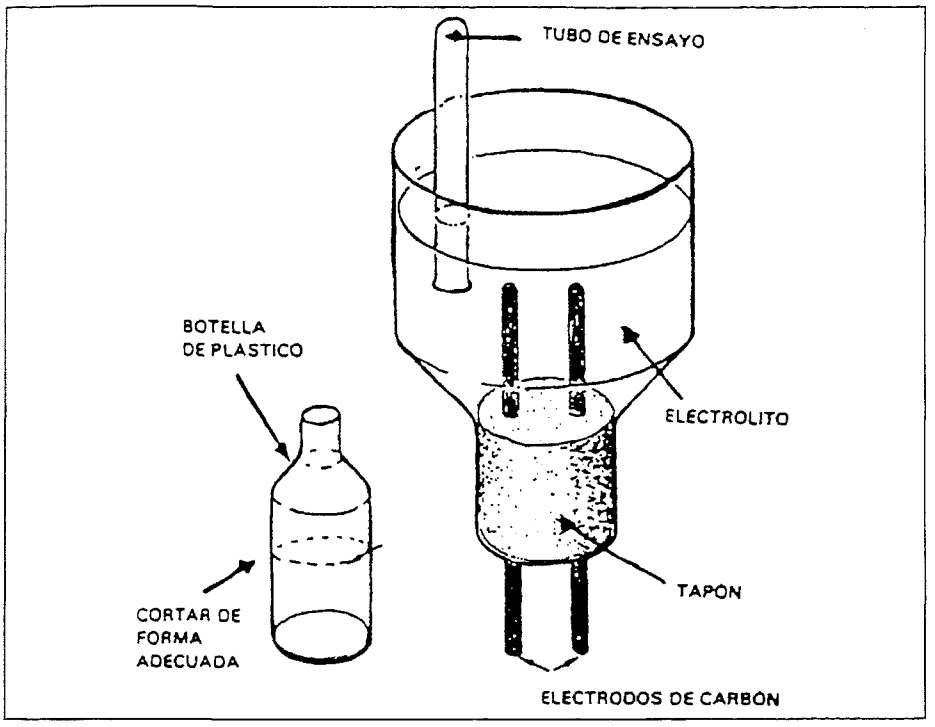
3. UTILIZACION DE LOS SISTEMAS ELECTROQUIMICOS COMO PRODUCTORES DE SUSTANCIAS (ELECTROLISIS)

Etimológicamente «electro» = electricidad y «lisis» = desatar o romper.

Sería romper enlaces químicos por ac-



Corazón pulsante de mercurio



ción de la electricidad. Para lo cual se necesitaría hacer pasar una corriente eléctrica por un electrólito.

Faraday, con la ayuda de su médico, que actuaba como asesor lingüístico, dio el nombre de electrólitos (de «litos» = piedra) a las piedras (sales o bases) que fundidas o disueltas conducían la corriente eléctrica. Al recipiente donde las colocaban lo denominaron cuba electrolítica. Para hacer llegar la energía eléctrica desde un generador de corriente continua (en aquel momento una pila) utilizaron unos conductores que llamaron ELECTRODOS (camino de la electricidad). Más complicado fue asignarle el nombre a los electrodos, para lo que FARADAY debió de recurrir a la ayuda de un lingüista más experto, WEHEWEL (profesor de Cambridge) y después de varias propuestas y discusiones, la mayoría de las veces por carta, tomaron dos nombres etimológicamente muy acertados, aunque ellos no sabían muy bien lo que allí ocurría y un poco los tomaron, de entre todos los que habían propuesto porque eran nombres que sonaban bien. Realmente Faraday no pretendía nombrar con ellos a los electrodos, sino más bien a la región de la cuba próxima a cada electrodo. De esta forma eligieron **ANODO** y **CATODO,** conscientes de que para ellos **ANODO** era **CAMINO HACIA ARRIBA y CATODO** era **CAMINO HACIA ABAJO.**

Este significado tiene vigencia en la actualidad y CATODO es por donde bajan o entran los electrones en la cuba y ANODO por donde suben o salen de la cuba. A los iones que se acercan al cátodo se les llama cationes y a los que se acercan al ánodo aniones. Los primeros como son positivos deben coger los electrones que están bajando por el cátodo y neutralizarse, formando así otra especie química y los segundos, negativos, perderán el exceso de carga negativa que se sube por el ánodo. Sin embargo, el proceso que ocurre en cada electrodo, puede ser más complicado porque incluso puede intervenir el propio electrodo en las reacciones químicas que allí se producen.

Entre la electrólisis que se pueden hacer experimentalmente consideramos adecuadas la de una disolución acuosa de ioduro potásico, una disolución de cloruro de estaño o el recubrimiento de un objeto metálico con una capa de cobre (galvanostegia).

La del agua, añadiendo un electrolito, es la única que llevamos a cabo en el laboratorio, si no disponemos del aparato adecuado, nos fabricamos cubas electrolíticas con la parte superior de una botella de plástico que tapamos con un tapón atravesado por dos barras de grafito como electrodos, el fondo de la botella lo usamos de soporte de la cuba. Como electrolito añadimos una disolución de sulfato de sodio para no tener que usar sulfúrico.

Para la **electrólisis del ioduro de potasio** bastaría con dar a cada grupo una cubeta, que puede ser la zona del fondo de una botella de plástico recortada a unos 4 cm de altura, con aproximadamente 0,5 g de ioduro de potasio, un trocito de pan, dos trozos de cable de cobre de unos 15 cm de largo, un botellín con fenolftaleína y una pila de 4,5 V y un botellín con agua. Después de observar las características visibles del ioduro de potasio, lo que hace pensar que se puede tratar de un compuesto de cierto carácter iónico y por tanto soluble en agua, se añade agua comprobando que rápidamente se disuelve. Se conectan los cables a la pila y los extremos libres se introducen en la cubeta con cuidado de que no se toquen. Se comprobará que en el cátodo salen burbujas de un gas que será hidrogeno. En el ánodo aparece una coloración rojiza que nos hace pensar en yodo y se puede comprobar introduciendo una esquina del trocito de pan y viendo que se pone de color morado muy oscuro. El contenido de la cápsula tiene carácter básico lo que se comprueba con unas gotas de fenolftaleína.

En la cuba existen iones I^-, K^+, H^+ y OH^- al ánodo se aproximaran los negativos pero pierde electrones el I^- por ser menos electronegativo y al cátodo se aproximan los positivos captando electrones el ión H^+ por ser más electronegativo. En el cátodo efectivamente se produce un gas que será el hidrógeno. Sin embargo en el ánodo no se produce un sólido negro como debería corresponder al yodo, porque la molécula de yodo, al tener muchos pares de electrones libres, se une mediante enlace covalente con los iones ioduro que todavía existen en disolución y forma un ión complejo de fórmula I_3^-, que es soluble y tiene color rojizo (reactivo de Lugol para determinar la presencia de almidón). En la cubeta quedará un exceso de iones OH^- que con la fenolftaleína darán color violeta.

Para hacer la **electrólisis de una di-**

La del agua, añadiendo un electrolito, es la única que llevamos a cabo en el laboratorio, si no disponemos del aparato adecuado, nos fabricamos cubas electrolíticas con la parte superior de una botella de plástico que tapamos con un tapón atravesado por dos barras de grafito como electrodos, el fondo de la botella lo usamos de soporte de la cuba. Como electrolito añadimos una disolución de sulfato de sodio para no tener que usar sulfúrico.

solución de cloruro de estaño (II) se puede hacer en el aula, en grupos y de forma que los alumnos comiencen por observar los cristales de cloruro de estaño (II). Consultando en una tabla las electronegatividades del estaño y el cloro nos dirán si es un compuesto muy iónico o poco iónico.

La cuba más adecuada es un trozo de botella transparente. Se les indica que añadan agua e indiquen si se disuelve y queda transparente o realmente qué sucede.

Deberán explicar lo qué sucede pensando que puede reaccionar con el agua. Escribirán la reacción e indicarán cómo se llama por ser una reacción con el agua. ¿A que compuesto se deberá la turbidez? ¿Qué principio habrá que utilizar para conseguir que desaparezca la turbidez? ¿Qué sustancia se debe de añadir y por qué?

Lo más adecuado es añadir, lentamente, H Cl 2M.

Para hacer la electrólisis como ánodo deben de utilizar un trozo de hilo de estañar, que se conecta con un cable de cobre a la pila de 4,5 V, pero de forma que en la cuba solo se introduzca el estaño. Como cátodo un cable de cobre de múltiples hilos abriendo el extremo que está dentro de la cuba como si fuera una escobilla. En la electrólisis al cátodo se aproximan los iones Sn^{2+} y los iones H^+ que captarían electrones y formarían estaño metálico e hidrógeno gaseoso. Este último solo se forma si la concentración de iones hidrógeno es grande. El estaño metálico forma unos cristales en forma de hojas de helecho muy brillantes. Al ánodo se aproximarían los iones OH^- y los iones Cl^- pero los electrones que suben por el electrodo hacia el generador no proceden de ninguno de esos iones, ya que no se produce ningún gas, proceden del hilo de estaño que se va disolviendo formando iones que pasan a la disolución.

Este experimento se debe de hacer como repaso de final de curso, ya que incluye hidrólisis, Chatelier, electrólisis, formación y ruptura de una enlace metálico.

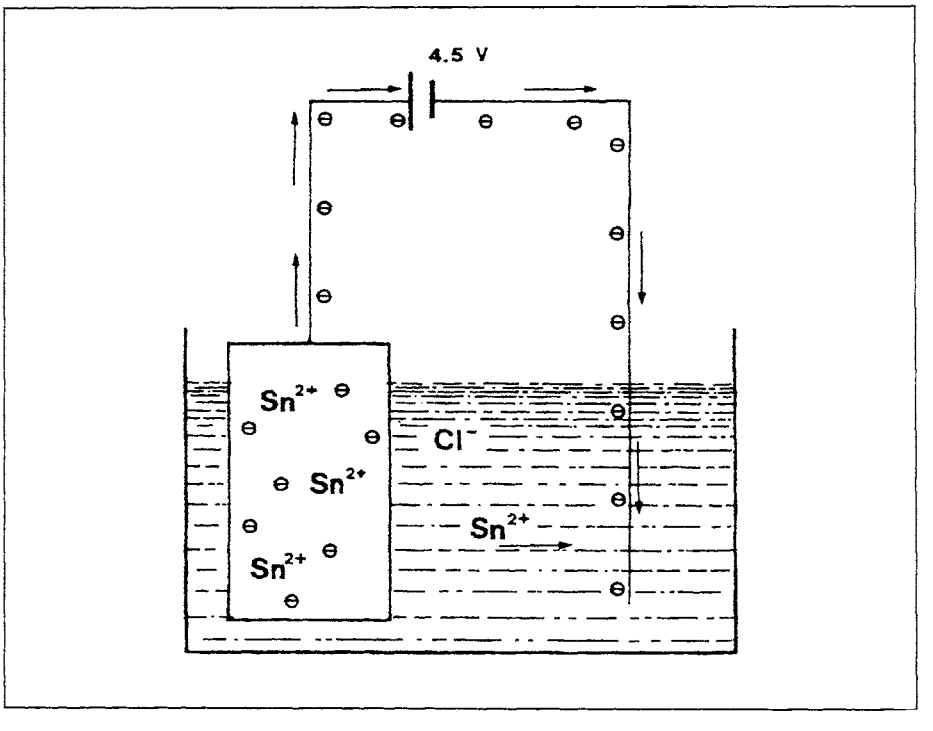
4. SISTEMAS ELECTROQUIMICOS REVERSIBLES: ACUMULADORES ELECTRICOS

Se puede acumular energía eléctrica mediante una reacción química reversible que al efectuarse en un sentido coge energía y en sentido contrario la devuelve.

La sustancia que primero se descubrió que podía funcionar de esta forma fueron los iones Pb^{2+} porque podrían perder electrones y pasar a Pb^{4+} o cogerlos y pasar a Pb. Para que se realice la reacción se necesitarían dos láminas de plomo en medio sulfúrico y la reacción total no es tan sencilla porque el ión Pb^{4+} se deposita en forma de dióxido de plomo de color marrón, y pasará de nuevo a Pb^{2+} porque los iones H^+ cogen electrones formando hidrógeno que reacciona con el dióxido de plomo, formando agua y iones plomo (II). Las reacciones que tienen lugar:

$$PbO_2 + H^+ + e^- \Leftrightarrow Pb^{2+} + H_2O$$
$$Pb - e^- \Leftrightarrow Pb^{2+}$$

Los iones Pb^{2+} darían sulfato de plomo (II) e incluso pueden cristalizar, si la di-



Todas las reacciones de combustión consisten en una transferencia de electrones entre el combustible y el comburente. El comburente es una sustancia oxidante que capta electrones y el combustible una sustancia reductora que cede electrones si estos electrones se consiguiera que pasaran a través de un circuito eléctrico exterior tendríamos una corriente eléctrica y ese es el fundamento de las pilas de combustión.

solución se hace muy concentrada, por eso se debe de añadir agua para que no se llegue a esa situación, en la cual la reacción dejaría de ser reversible. El electrodo positivo en la carga será el negativo de la descarga. De esta forma se consiguen aproximadamente 2 V.

El material para trabajar en el aula, por grupo, sería: un recipiente de plástico, puede ser la parte inferior de un botellín de unos 6 cm de diámetro; 2 láminas de plomo, si no se tiene se pueden cortar dos trozos de una tubería vieja que se sujetan a la cuba, en dos orificios diametralmente opuestos que se hacen próximos al borde superior, con los cables de cobre que se usan para la conexión; 1 pila de 4,5 V; 1 LED rojo y aproximadamente 2 g de sulfato de sodio.

Los alumnos deben comenzar por apoyar el LED en los extremos de los cables de cobre y comprobar que no funciona. Posteriormente se añade agua y se agita para que se disuelva el sulfato de sodio. Se conecta a la pila de 4,5 V durante unos diez minutos. Si está cargandose se deben de producir burbujas. Se retira la pila con cuidado de que no se toquen las láminas y se pone de nuevo el LED que ahora funcionara durante unos minutos.

Los alumnos deberán hacer un estudio de la importancia de los acumuladores en la vida corriente: coches, centrales de energías alternativas, etc.

5. UNA SOLUCION HACIA EL FUTURO: PILAS DE COMBUSTION

Todas las reacciones de combustión consisten en una transferencia de electrones entre el combustible y el comburente. El comburente es una sustancia oxidante que capta electrones y el combustible una sustancia reductora que cede electrones si estos electrones se consiguiera que pasaran a través de un circuito eléctrico exterior tendríamos una corriente eléctrica y ese es el fundamento de las pilas de combustión.

Desde 1980 se está investigando en estas pilas pensando que serían la solución ideal para conseguir un buen generador eléctrico porque se transformaría directamente la energía del combustible en energía eléctrica. El esquema sería:

Anodo: combustible $H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2e^-$
Electrólito H^+ (bien OH^-) Circuito externo
oxidante $2\,H^+ + 1/2\,O_2 + 2e^- \rightarrow H_2O$
aire (oxígeno) Cátodo

Se clasifican según el tipo de electrólito que puede ser: ácido fosfórico, carbonato alcalino fundido, disolución de hidróxido de potasio o algún polímero. El ánodo y el cátodo suelen ser de platino. También puede ocurrir que lo que se desplace en el electrólito sean los iones O^{2-} en lugar de los iones H^+, que irían en sentido contrario.

A nivel didáctico se venden pilas de combustión con electrodos de malla de platino que funcionan con una disolución de hidróxido de potasio y utilizan como combustible metanol, sirven para poner en marcha un motor eléctrico de bajo rozamiento. AQ

BIBLIOGRAFIA

Berzelius, J. J. *Tratado de Electricidad,* Edit. Imprenta y Librería Ignacio Boix, Madrid, pp. 94-95, 1845.

Clark, J. *El cuerpo humano,* Edit. Plaza y Janés, Barcelona, 1992.

Ealy, J. L. Gallium beating heart. *Chem 13 News,* núm. 210, Febraury, p. 3, 1992.

Julia de Fontenelle, J. S. E. *Manuel de Physique Amusante,* 4.ª Edit. Librairie Encyclopedique de Roret, París, 1853.

Martín Sánchez, M.ª T. y M. *Trabajos experimentales en una clase de Química de nivel elemental. Guía del Profesor,* Edit. ICE de la Universidad de Salamanca, 1986.

Partington, J. R. *A History of Chemistry, vol. IV,* Edit. MacMillan, Londres, 1964.

Shakashiri, B. *Chemical Demonstrations,* 4 vols., Edit. University of Wisconsin, 1983-1992.

Shaw, D. Silver Lightning. *Chem Matters,* september, p. 4, 1996.

Summerlin, L. R. *Chemical Demonstrations,* vols. 1 y 2, Edit. American Chemical Society, Washington, 1988

Vega, J. M. y otros. *La bioconversión de la energía,* Edit. Pirámide, Madrid, 1983.