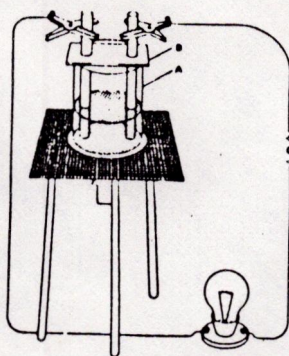


ELECTROLISIS DE FUSIONES Y SOLUCIONES ACUOSASELECTROLISIS DE UNA FUSION

Son muy pocas las sales adecuadas para esta experiencia, con bajo punto de fusión, lo posee el bromuro de plomo y si puede obtenerse, podrá realizarse un interesante experimento de electrólisis. En cuanto al bromuro de potasio su punto de fusión (682° C) puede ser demasiado elevado para fundirse fácilmente. El aparato a emplearse está representado en la figura.

El bromuro de plomo se fundirá en un vaso pequeño, de vidrio resistente de 50 o 100 centímetros cúbicos en un crisol. Un listón de madera con dos agujeros separados entre sí 2cm, servirá de soporte a los electrodos de carbón. Conectar mediante broches con drillo ambas varillas completando el circuito con una lamparita de linterna para indicar el paso de la corriente, y una batería, también para linterna, de 6 ó 12 voltios, o varias pilas conectadas en serie. Los electrodos deben rotularse, indicando el positivo y negativo.



A vaso o crisol de 100 cm<sup>3</sup>  
 B soporte de madera para los electrodos  
 C fuente de poder de 6 voltios c. c.

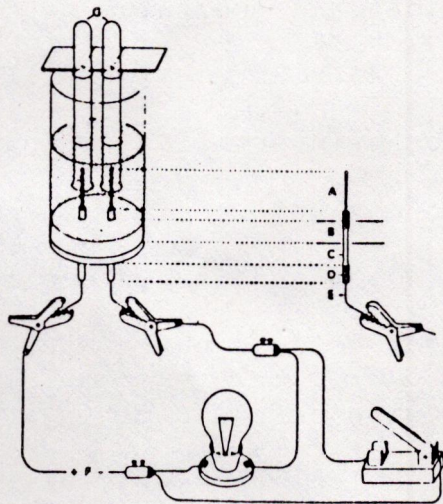
Los iones presentes en esta fusión son los del bromuro y el plomo. Se percibirá fácilmente al bromo dirigirse hacia el electrodo positivo, que es el ánodo. El hecho de que el líquido se reduce en el electrodo positivo ayuda a comprender la existencia de una ion bromuro.

ne ativo. El plomo posee un punto de fusión más alto y mayor densidad que el bromuro de plomo, y por lo tanto a menor temperatura se funde en el fondo del vaso. Al cabo de 10 ó 15 minutos de electrolisis podrá observarse que en el electrodo negativo (el cátodo) se acumula un pequeño glóbulo de plomo. Decantar con cuidado el cloro-crisol, el bromuro de plomo fundido. La corriente eléctrica habrá de ser puesta al bromuro de plomo, cristalino, en gas bromo y plomo metálico.

ELECTROLISIS DE UNA SOLUCIÓN ACUOSA DE UNA SAL

Los alumnos deberán comprender que en las soluciones acuosas existen generalmente cuatro iones: dos procedentes del agua y los de las sales disueltas. Los productos serán gaseosos o bien metales, que se depositarán sobre el electrodo negativo.

El aparato ilustrado en la figura se arma fácilmente. Está compuesto por un cilindro abierto, de vidrio, de aproximadamente 8cm de altura, 2,5cm de diámetro. Un frasco pequeño, al que se le haya cortado el fondo puede servir igualmente. El cilindro estará provisto de un tarugo de goma con dos agujeros portadores de sendos electrodos de carbón con cables de conexión a la batería o fuente de po-



- A mina de lápiz
- B tarugo de goma
- C conducto de malla para blindaje
- D junta soldada
- E alambre de cobre
- F fuente de poder de 6 voltios c. c.
- G dos tubos de ensayo de 75 x 10 mm sujetos con alambre al soporte de madera

der de 4 a 6 voltios, c.c. Si se emplea corcho, previamente deberá hacérselo antistático, cubriendo toda la superficie del fondo, en torno de los electrodos y en el borde de vidrio, con cera suave similar. Los electrodos pueden ser barras de carbón procedentes de pilas secas o mina de lapiz. También dan resultado adecuados como electrodos los soportes de aleación del filamento en espiral de las lámparas eléctricas.

Los electrodos deberán protruirse alrededor de 2cm hacia el interior del cilindro y también 2cm por debajo del mismo para efectuar las conexiones.

a la batería. Como las minas de lápiz son frágiles, si se las emplea, será mejor fijar los electrodos de la siguiente manera: Soldar un trozo de alambre de cobre, grueso, a un trozo de conductor de alambre de cobre trenzado para blindaje: Practicar dos agujeros en el tarugo de goma con una mecha de un 1 mm (1/32 de pulgada). Insertar desde arriba el alambre de cobre en el agujero y empujarlo através del tarugo hasta que el cable trenzado penetre un poco en el agujero. En el núcleo de este alambre para blindaje se podrá insertar con seguridad la mina de lápiz. Luego, empujar el alambre de blindaje con la mina, dentro del tarugo hasta que el electrodo quede sujeto firmemente por este. Cortar entonces el alambre de cobre sobrante. Realizar la misma operación con el otro electrodo.

Preferentemente, los alumnos prepararan las soluciones, para destacar el hecho de que, en las mismas están presentes el agua y una sal. Verter las solución en el cilindro de vidrio y luego llenar con la misma los dos tubos de vidrio pequeños e invertirlos con cuidado sobre los electrodos. Estos estarán conectados con una fuente de corriente continua, segura, con una lamparita pequeña en serie. Aumentar el voltaje hasta que ésta se encienda indicando el paso de corriente. Cuando esto ocurra, eliminar la lamparita del circuito cerrando el interruptor, como puede apreciarse en el dibujo, con lo cual el flujo de corriente será mayor. Los tubos recogerán el gas que se produce y podrán verificarse las propiedades del mismo. Empleando electrodos de carbón podrán obtenerse los siguientes resultados:

PRUEBA N° 3

ELECTROLISIS DEL AGUA

El agua pura no es conductora de la electricidad. Por esta razón, se agregan al agua, en la pila electrolítica, 2 ó 3 centímetros cúbicos de ácido sulfúrico diluido o de solución diluida de sulfato de sodio. Conectar la pila a la fuente de la corriente continua y atender a la aparición de burbujas gaseosas en ambos electrodos. Si no se observa ninguna agregar un poco más de ácido o de solución de sulfato de sodio.

Al cabo de 5 o 10 minutos deberá haberse producido suficiente hidrógeno y oxígeno gaseoso como para detectarlos. ¿Pueden los alumnos anticipar en cuál de los electrodos aparecerá cada uno de dichos gases?

PRUEBA N<sup>o</sup> 4

ELECTROLISIS DE SOLUCIONES DE SALES IONICAS

La mayoría de las sales iónicas pueden usarse satisfactoriamente en la electrolisis. Las concentraciones de 1 M o menos son adecuadas (ver el Capítulo primero). El yoduro de potasio producirá yodo en el ánodo y gas hidrógeno en el cátodo. El sulfato de cinc originará una masa esponjosa de cinc en el cátodo y gas oxígeno en el ánodo. El acetado de plomo depositará plomo sobre el cátodo y producirá gas oxígeno en el ánodo. (Si la solución de acetado de plomo está turbia, deberán agregarse algunas gotas de ácido acético.) El cloruro de sodio dará gas hidrógeno en el cátodo y gas cloro en el ánodo. El sulfato de cobre, depositará cobre en el cátodo produciendo oxígeno en el ánodo.

1) Sulfato de cobre  $\text{SO}_4\text{Cu}\cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Anodo (+)

↓  
Oxígeno

Cátodo (-)

↓  
Cobre

2) Cloruro de sodio (Cl Na)

Anodo (+)

↓  
 $\text{Cl}_2(\text{gas})$

Cátodo (-)

↓  
 $\text{H}_2(\text{gas})$

3) Acetato de plomo  $(\text{CH}_3\text{-COO})_4\text{Pb}$

Anodo (+)

↓  
 $\text{O}_2(\text{gas})$

Cátodo (-)

↓  
Pb

4)  $\text{SO}_4 \text{Zn}$  (Sulfato de cinc)

Anodo (+)

↓  
 $\text{O}_2(\text{gas})$

Cátodo (-)

↓  
Zn(masa esponjosa)

5) Ioduro de potasio (IK)

Anodo (+)

↓  
Iodo

Cátodo (-)

↓  
 $\text{H}_2(\text{gas})$

6) Agua acidulada

Anodo (+)

↓  
 $\text{O}_2(\text{gas})$

Cátodo (-)

↓  
 $\text{H}_2(\text{gas})$

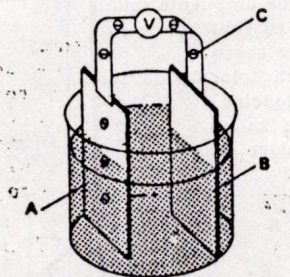
PRUEBA N° 55

ENERGIA ELECTRICA PRODUCIDA POR EL DESPLAZAMIENTO DEL COBRE POR EL CINC

Poner en un vaso un poco de solución acuosa, concentrada, de sulfato de cobre. Conectar la lámina de cobre al terminal positivo de un voltímetro con lectura de hasta 5 voltios, y al otro terminal, una varilla (u hoja) de cinc. Sumergir ambos metales brevemente en la solución de sulfato de cobre y tomar nota de las variaciones del voltímetro.

Se plantearán las siguientes preguntas:

¿Cuál es la lectura máxima? ¿Qué le ocurre a la varilla de cobre y qué a la de cinc? ¿Por qué el voltaje descende hasta cero al cabo de poco tiempo?



- ▲ cinc
- cobre
- flujo de electrones
- ∇ voltímetro

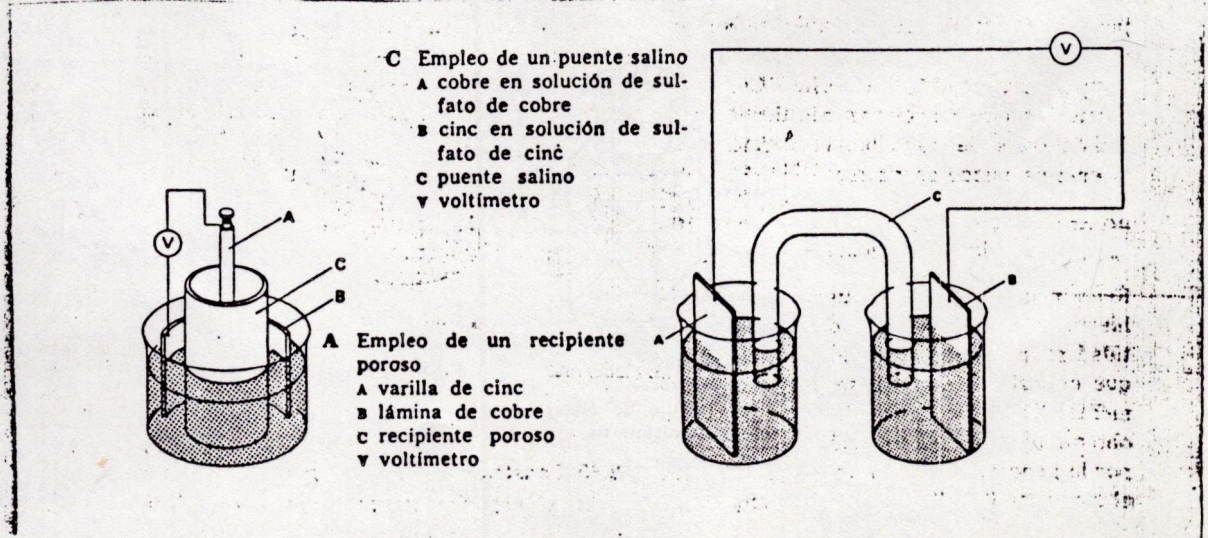
CONSTRUCCION DE UNA PILA DE DANIELL

En el experimento precedente, el cobre al depositarse sobre el cinc interrumpe la reacción. Para impedir que ésto ocurra, en la pila de Daniell se emplea un recipiente poroso.

A. Poner dentro de un recipiente poroso solución acuosa de 0,5M de sulfato de cinc. Dentro del vaso que contiene a dicho recipiente colocar una solución acuosa, concentrada de sulfato de cobre y colocarla dentro del vaso que rodea al recipiente poroso (ver la figura). Conectar el cobre al terminal positivo de un voltímetro con lectura de 1 a 5 voltios, y al terminal negativo la varilla de cinc e introducirla en la solución de sulfato de cinc. ¿Cuál es la lectura del voltímetro?

B. Reemplazar el voltímetro por una lamparita de 1,5 voltios. ¿Se enciende? Intercalar en el circuito un amperímetro para medir la intensidad de la corriente. ¿Puede hacerse variar la corriente acercando el cobre al cinc o modificando la superficie de la lámina de cobre?

C. Si no se puede conseguir un recipiente poroso es igualmente efectivo un puente salino entre ambas soluciones. Este puede prepararse llenando un tubo de vidrio en forma de U con aproximadamente 1 M. de solución acuosa de nitrato de potasio espesada con agar. Disponer la pila en la forma que muestra el dibujo y estudiar el



voltaje, el efecto sobre la lam arilla y la corriente.

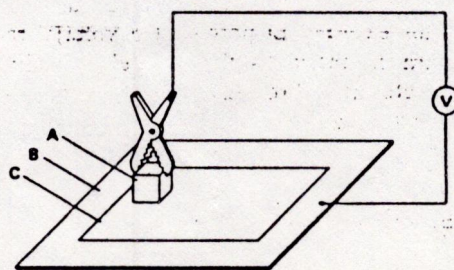
INVESTIGACION DEL CAMBIO DEL POTENCIAL DEL ELECTRODO ENERGIOS METALES

En la práctica, los valores precisos del potencial del electrodo se deducen de comparaciones efectuadas con la pila de hidrógeno bajo condiciones establecidas. Pueden obtenerse valores comparativos muy buenos empleado como patrones cobre y solución de sulfato de cobre.

Sobre la superficie de una lámina de cobre, muy limpia, se deposita un papel de filtro, empapado pero sin llegar a chorrear, en solución de sulfato de cobre, en la forma que muestra el dibujo. Se abrocha o suelda al cobre un trozo corto de alambre, que se conectará al terminal positivo del voltímetro (de 1 a 5 voltios). Se abrochan fuertemente a la muestra de metal unas pinzas cocodrilo, conectada mediante un alambre corto al terminal negativo del voltímetro. Limpiar la superficie de la muestra metálica y apretarla firmemente contra el papel absorbente. Anotar el voltaje correspondiente a este metal. Antes de ensayar con otro metal, limpiar nuevamente el cobre con tel. de esmeril fino y reemplazar el papel absorbente con uno nuevo.

Si la lectura del voltímetro no es estable, verificar que: la superficie del cobre esté limpia; que lo esté la superficie del metal; que el papel absorbente contenga suficiente solución de sulfato de cobre; que exista buen contacto eléctrico entre la muestra del metal y el broche cocodrilo y que el metal esté firmemente apoyado sobre el papel absorbente.

Si el voltaje inicial es elevado y luego desciende, anotar el valor más alto. El voltaje cae a medida que se forma un depósito sobre el metal. Si el comienzo es bajo y asciende, esperar a que llegue a su



A muestra del metal  
B lámina de cobre limpia  
C papel de filtro empapado en solución

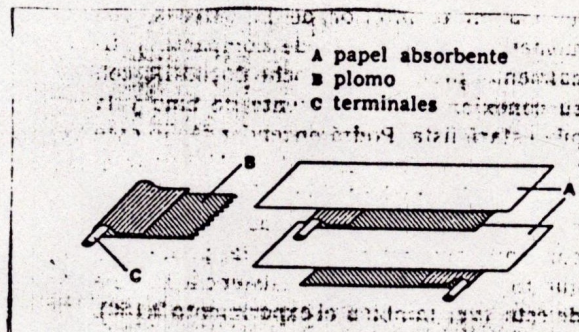
valor máximo. Esto ocurre particularmente con el aluminio porque este metal está generalmente cubierto por una película de óxido que se elimina mejor por medios químicos. Debido a este óxido, el voltaje es bajo al comienzo y aumenta a medida que la capa se disuelva gradualmente. Si se sumerge brevemente el aluminio en ácido clorhídrico concentrado y se lo presiona contra el papel de filtro, el valor que se obtendrá para este metal será más preciso.

Los metales magnesio, estaño, plomo, hierro, cinc, aluminio y plata pueden ser ensayados por los alumnos. El calcio, sodio y litio, pueden serlo en condiciones seguras, por el maestro.

CONSTRUCCION DE UN ACUMULADOR DE PLOMO

Un recipiente adecuado para este objeto, es una taza de material plástico un tarro pequeño de dulce o un vaso de 250 centímetros cubicos.

Es conveniente que dicho recipiente tenga tapa para impedir el secado por evaporación, cuando la batería no se use. Se requieren dos hojas delgadas de plomo lami-



nado de 40 cm de largo y aproximadamente 10cm de ancho. Como terminales se necesitan dos tiras de plomo de alrededor de 2 cm de ancho y 14 cm de largo. Estas piezas de plomo requieren un prolija limpieza con lana de acero.

Las hojas largas de plomo se doblarán fuertemente apretadas sobre las tiras más cortas, para que hagan buen contacto eléctrico. Los extremos sobresalientes servirán como terminales. Preparan un "sandwich" con bandas alternadas de lámina de plomo y papel absorbente (ver el dibujo). Una vez hecho, enrollarlo bien apretado, atándolo exteriormente con una o dos bandas elásticas y colocarlo dentro de la taza o recipiente, con los terminales hacia arriba. Marcar ambos terminales, indicando el positivo y el negativo. El rollo se cubrirá con una solución de sulfato de sodio, que se preparará disolviendo 40g de cristales de sulfato de sodio anhidro en 200centímetros cubicos de agua.

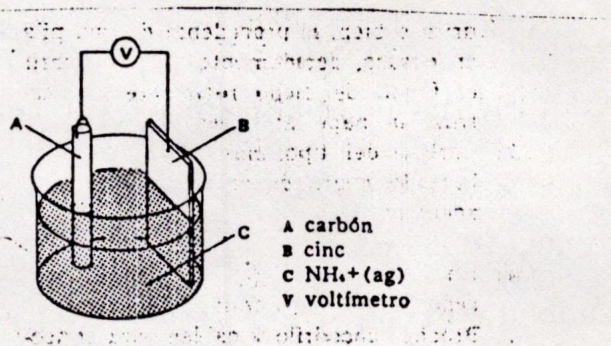
El acumulador se encuentra ahora listo para ser cargado con electricidad, lo que puede lograrse mediante un cargador para baterías

de 6 voltios o con cualquier fuente de corriente continua de bajo voltaje que proporcione aproximadamente 10 amperios. Conectar el terminal positivo del cargador con el positivo del acumulador. Sólo con unos pocos minutos de carga, éste podrá encender una lamparita de 1,5 voltios. Si se tiene la precaución de cargar siempre al acumulador en la forma descrita, cuanto más veces se cargue y descargue, tanto más eficiente será. Suministrará corriente suficiente para hacer funcionar un motor eléctrico pequeño, de 1 voltio. Si se le coloca la tapa cuando no se utiliza, la batería se mantendrá en buenas condiciones de uso durante varios meses.

CONSTRUCCION DE UNA PILA SECA

A. Armar una pila en la forma que se indica en la figura, empleando una varilla de carbón y cinc laminado colocados en una solución de 1 M de cloruro de amonio. La reacción es compleja, pero puede considerarse simplemente como un desplazamiento de iones positivos del amonio. Emplear un voltímetro para identificar los terminales positivo y negativo. Investigar el voltaje generado y el flujo de corriente a través de un circuito externo. ¿Hay corriente suficiente como para encender una lamparita de 1,5 v?

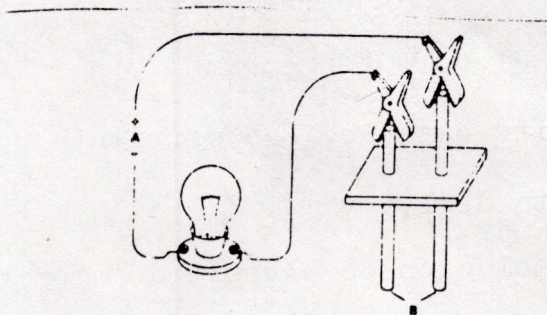
B. Vertér un poco de solución de cloruro de amonio en un cristizador (u otro recipiente playo) hasta una altura de apro-



ximadamente 2 cm. Agregar 1 cm de indicador de fenolftaleína. Sujetar la varilla de carbón y el trozo de cinc laminado por medio de pinzas cocodrilo unidas a los cables conductores. Unir los alambres para establecer contacto eléctrico. Sumergir el carbón y el cinc en la solución y mantenerlos dentro de la misma durante varios minutos. Observar cualquier cambio que se produzca en torno de los electrodos. Si se dispone de un trozo de pirolusita (óxido sólido de manganeso IV), reemplazar al carbón con éste y repetir el experimento.

SUSTANCIAS SOLIDAS CONDUCTORAS DE LA ELECTRICIDAD

Para las experiencias sobre la conductividad, los alumnos deberán emplear un aparato como el que se ilustra en la figura. La fuente de corriente continua pueden ser pilas secas conectadas en serie, que suministren una tensión de 6 voltios. La



A fuente de corriente continua de 6 voltios  
B electrodos

lámpara, que deberá ser de baja potencia indicará el paso de la corriente. Los electrodos podrán ser de carbón o de acero y se podrán montar, tal vez en un soporte de madera, a través de tapones de corcho o goma, de modo que estén separados uno de otros a una distancia fija.

A. Para comprobar la conductividad de sustancias sólidas se establecerá un buen contacto entre la superficie de éstas y ambos electrodos (primero deberá limpiarse la superficie del sólido). Los alumnos podrán confeccionar una lista de todos los metales que puedan conseguir. Todos ellos son conductores de la electricidad, como así también el carbón, ¿descubrirán que los sólidos no metálicos, como los plásticos, el naftaleno, la cera, el azúcar, el cloruro de sodio y el azufre no son conductores de la electricidad?

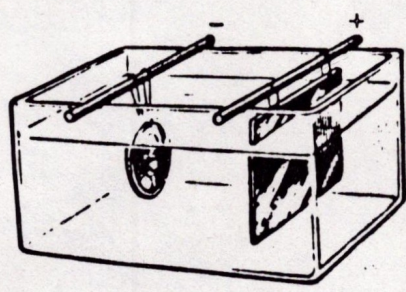
B. El vidrio puede ser conductor. Calentar bien una varilla de vidrio hasta que comience a ablandarse y probar con el aparato en la parte caliente y blanda. El vidrio en estado de fusión es un buen conductor de la electricidad (ver también el experimento 2.155).

¿QUE LIQUIDOS CONDUCCEN LA ELECTRICIDAD?

- A. En primer término ensayar con líquidos obtenidos de sustancias en fusión. Fundir las siguientes, calentando suavemente y con las debidas precauciones, pues de lo contrario podrían inflamarse y arder: azufre, cera, naftaleno, material de polietileno, estaño, plomo y, si se puede obtener, una sal de bajo punto de fusión, como por ejemplo, el bromuro de plomo (se funde a  $488^{\circ}$  C), o el ioduro de potasio (punto de fusión,  $682^{\circ}$  C). Comprobar la conductividad de la fusión introduciendo en ella los electrodos y esperando un momento hasta que éstos hayan alcanzado la misma temperatura. Esta precaución asegura que los electrodos estén en contacto con la porción líquida de la sustancia y no con partes solidificadas. Raspar y limpiar los electrodos entre una y otra prueba.
- B. Ensayar con etanol (o alcohol metílico), acetona, cloruro de carbono (IV), vinagre y soluciones de azúcar, de sulfato de cobre (II), de cloruro de sodio y con otras sustancias disueltas en agua. Limpiar y secar los electrodos después de cada prueba.
- C. Comprobar la conductividad del agua destilada pura, poniendo los electrodos en el interior del vaso que la contenga. Los alumnos verificarán que la lamparita no se enciende, porque el agua pura no es conductora de la electricidad. Gradualmente, disolver en la misma algunos cristales de sal común: ¿Qué ocurre con la lamparita a medida que la sal se disuelve? ¿Podrán ahora los alumnos clasificar las sustancias según los siguientes grupos: (a) las que son conductoras en estado sólido y las que no lo son; (b) las que conducen la electricidad en estado líquido y las que no la conducen; (c) las que son conductoras cuando están disueltas en agua y las que en dicho estado no lo son?

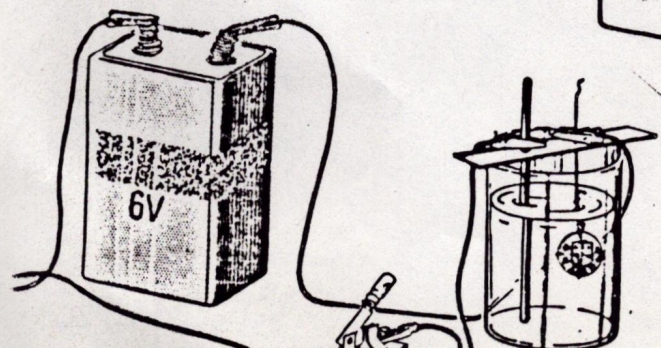
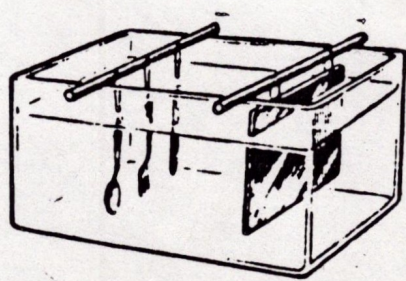
GALVANOPLASTIA

Se trata de un proceso electrolítico que consiste en la producción de artículos metálicos por depósito de una capa metálica sobre un electrodo negativo (cátodo). Sirve de cátodo un molde preparado para conductor (por ejemplo: revestido de grafito). La solución deberá de tener iones del metal que va a formar el depósito.



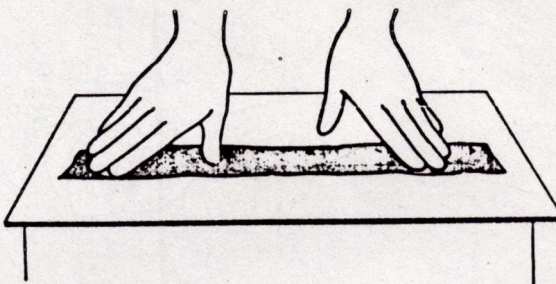
GALVANOTEGIA

Es una operación electrolítica semejante a la galvanoplastia, en la cual se utiliza como cátodo una pieza metálica de un metal barato que durante la electrolisis es recubierto por otro metal más caro (por ejemplo: cromo, plata, u oro). Durante esta operación electrolítica se utiliza como ánodo hecho de metal caro y una solución conteniendo igualmente iones de metal caro.

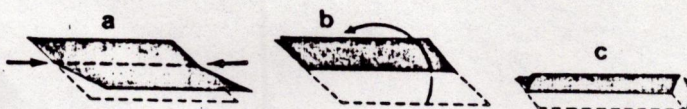


CONSTRUCCION DE UN ACUMULADOR DE PLOMO

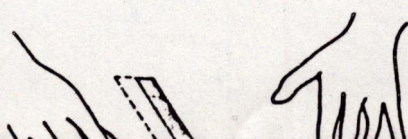
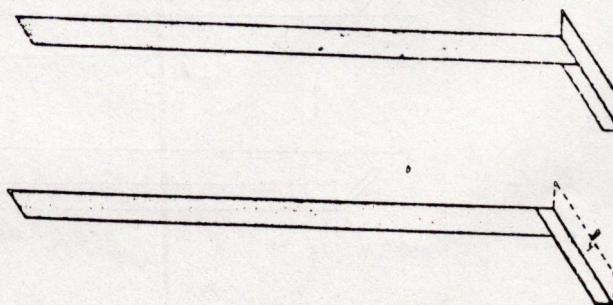
Utilizando un vaso de yogurt (o vidrio) dos placas maleables de plomo de dimensiones 30 cm. por 5 cm. y una solución de ácido sulfúrico puedes construir un pequeño acumulador de plomo, siguiendo las instrucciones esquematizadas:



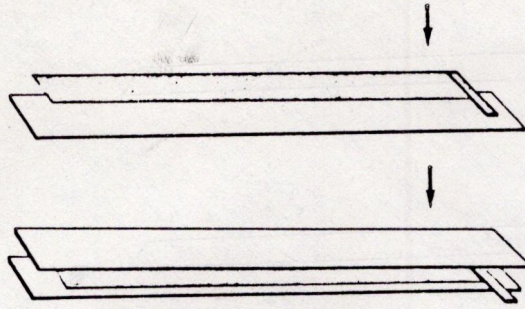
1- Extiende las láminas de plomo encima de una mesa.



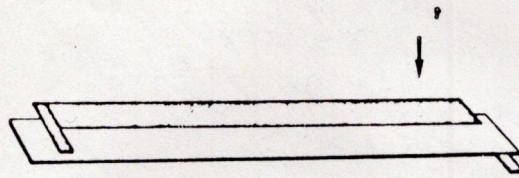
2- Dobla los fragmentos de hojas de plomo con dimensiones aproximadas de 10 por 10 cm. de acuerdo con las indicaciones a-b-c. Estos fragmentos así doblados, van a servir de electrodos



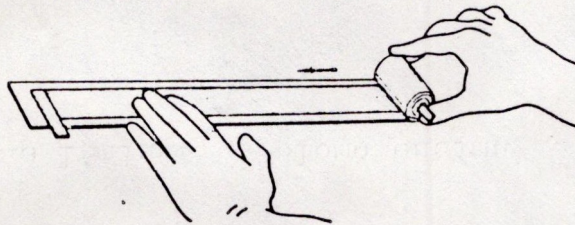
3- Monta uno de estos alfileres de plomo como se indica en el esquema:



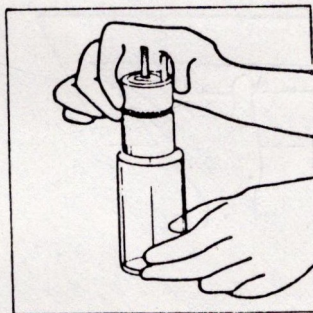
4- Coloca una hoja de plomo entre de los hojas de cartulina



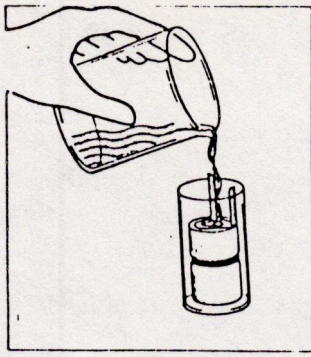
5- Colocar otra hoja de plomo de la manera indicada



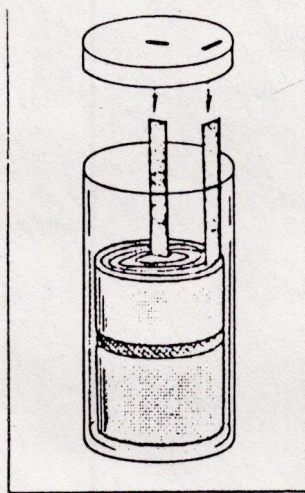
6- Enrolla el conjunto



7- Coloca este conjunto, así enrollado y fijado con una goma, dentro de un vaso de vidrio.



8- Echa en este vaso solución de sulfato de sodio a su vez que las láminas de plomo quedan completamente sumergidas.



9- Coloca una tapa de plástico en el vaso.

De esta modo, tienes a tu disposición, un circuito con suficiente para tus propias experiencias con la ventaja adicional de haber sido construido por ti...