

PILAS ELÉCTRICAS



EDITADA POR EL
**SERVICIO DE EXTENSIÓN DE
ENSEÑANZAS TÉCNICAS**
DE LA DIPUTACION PROVINCIAL DE BARCELONA

Calle Urgel = 187 = Barcelona

FU-6-47

Publicaciones del Servicio de Extensión de Enseñanzas Técnicas
EDITORIAL Y ESCUELA POR CORRESPONDENCIA

Pilas eléctricas

PILAS ELÉCTRICAS



R. 7766



B A R C E L O N A , 1 9 4 0

R. 5710

Publicaciones del Servicio de Extensión de Enseñanzas Primarias
ENTORNO Y ESCUELA Y CORRESPONDENCIA

PILAS ELÉCTRICAS

Es propiedad del Servicio



2795. — Casa Provincial de Caridad
Imprenta - Escuela

Pilas eléctricas

DESCUBRIMIENTO DE LA ELECTRICIDAD DINÁMICA

EXPERIMENTO DE GALVANI

I. Italia tiene la honra de haber sido la cuna de la *Electricidad dinámica*. En el transcurso de pocos años se observó allí el primer fenómeno debido a la electricidad en movimiento; se inventó la pila eléctrica y se dió de ella la verdadera teoría.

Galvani, físico y profesor de Anatomía de la Universidad de Bolonia, descubrió casualmente, en el año 1790, que una rana experimentaba contracciones musculares cuando un alambre tocaba, a la vez, los nervios lumbares (nervios que corren paralelos a la columna vertebral) y los músculos de los muslos o de las patas del animal. Desde 1780, Galvani se dedicaba al estudio de las contracciones que la electricidad estática de las máquinas eléctricas producía en las ranas muertas, y no vacilando en atribuir el fenómeno a una electricidad propia del animal, formuló su célebre teoría del *flúido vital*, llamado también *electricidad animal* o *flúido galvánico*. Esta teoría fué aceptada por gran número de físicos y fisiólogos de su época, pero encontró oposición por parte de algunos sabios, entre los cuales figura, en primer lugar, el ilustre *Volta*, profesor de Física en la ciudad de Pavía.

Para repetir con éxito el experimento de Galvani desollaremos una rana viva, cortándola por debajo de los miembros anteriores, y puestos al descubierto los nervios lumbares, introduciremos entre ellos uno de los extremos de un arco formado por dos varillas: una de zinc y otra de cobre. Cada vez que con el otro extremo se tocan los músculos de las extremidades inferiores, se nota una contracción, y las patas del animal se mueven como si tuviesen vida.

Galvani atribuyó el hecho al flúido animal, pero Volta negó su existencia, y sostuvo que las contracciones eran debidas únicamente al contacto de los dos metales, fundándose en el hecho de que aquéllas son mucho más enérgicas si el arco está formado por dos metales que si lo está por uno

solo, y admitió que el contacto de los dos metales desarrollaba electricidad, y que los órganos del animal desempeñaban solamente el papel de un electroscopio muy sensible.

EXPERIMENTOS DE VOLTA

2. Valiéndose del electroscopio que inventó en aquella ocasión, Volta emprendió una serie de experimentos encaminados a demostrar la producción de electricidad por el simple contacto de dos metales, entre los cuales merecen citarse los siguientes :

I. Si sosteniendo con una mano uno de los extremos de una lámina de zinc que tiene soldada otra de cobre, tocamos con esta última el platillo inferior del electroscopio, cuyo platillo superior hemos tocado antes con la otra mano, interrumpimos la comunicación y retiramos el plato superior, las hojas del electroscopio se separan, lo cual demuestra que se han electrizado, y esta electricidad es negativa.

II. Repitiendo el experimento anterior, pero cogiendo el extremo de cobre y tocando con el de zinc el platillo de cobre del electroscopio, no observamos electrización alguna.

3. Cuando en este segundo experimento interponemos una tela empapada con agua acidulada entre el extremo zinc y el platillo, éste se carga positivamente.

Del primer experimento, Volta dedujo que el contacto del zinc con el cobre producía una fuerza electromotriz que cargaba el zinc de electricidad positiva y el cobre de electricidad negativa. Del segundo experimento, que era, según él, confirmación del primero, dedujo que hallándose el zinc en contacto, por una parte con el cobre de la lámina, y, por otra, con el cobre del platillo, se desarrollaban dos fuerzas electromotrices iguales y opuestas que, equilibrándose, daban un resultado nulo.

En cuanto al tercer experimento, según Volta, el trozo de tela empapada de agua acidulada producía el doble efecto de suprimir el contacto del zinc con el cobre del platillo y facilitar el paso de la electricidad del zinc a dicho platillo; según eso el agua acidulada era simplemente un conductor.

4. No se dió Galvani por convencido, y demostró experimentalmente que no eran indispensables dos metales para obtener contracciones en las ranas muertas, puesto que consiguió obtenerlas colocando una rana, debidamente preparada, en un baño de mercurio. Probó igualmente que no era necesaria la intervención de sustancias de distinta naturaleza, y, en efecto, obtuvo contracciones colocando sobre una placa de cristal dos muslos de rana provistos de sus nervios lumbares, de manera que estos nervios se tocaran. Cada vez que los muslos se ponían en contacto directamente, sin intervención de substancia alguna, se producía una fuerte contracción.

5. A pesar de la evidencia de estas demostraciones, Volta insistió en la fuerza electromotriz del contacto, y, hasta negó la realidad de este último experimento, formulando su *teoría del contacto*, fundada en los tres principios siguientes :

I. El contacto de dos substancias de distinta naturaleza origina una fuerza electromotriz.

II. Cuando dos substancias en contacto se cargan de electricidades contrarias, la diferencia algebraica de sus tensiones eléctricas es constante, es decir, independiente de la tensión que cada una de ellas tuviese.

III. En una serie de piezas metálicas de distinta naturaleza unidas por sus extremos, la diferencia de tensión entre los extremos libres es igual a la suma de las diferencias de tensión debidas a cada uno de los contactos.

TEORÍA QUÍMICA

6. Tanto la teoría del *flúido vital* sostenida por Galvani, como la del *contacto*, establecida por Volta, encontraron oposición entre los sabios de aquella época, y, así como Galvani fijó su atención en los nervios y los músculos y Volta en el contacto de dos metales, Fabroni, célebre naturalista toscano, atribuyó la causa de los fenómenos observados a la acción química. Según él, en los experimentos de Galvani, la electricidad provenía de la acción del ácido que impregna los tejidos animales, y en los de Volta a la acción del ácido sulfúrico sobre el metal, fundándose en que el desarrollo de electricidad es mucho más enérgico cuando aquél interviene (1791).

Sabios ilustres como Faraday, De la Rive y otros han rechazado la teoría del contacto y han admitido únicamente la teoría química. En realidad existe la electricidad animal, como se demostró más tarde, así como la electricidad de contacto, pero los hechos observados en los experimentos citados, especialmente en los de Volta, son debidos a la acción química.

PILA DE VOLTA

7. Fundándose en los principios sostenidos por él, Volta construyó en 1800 la primera *pila eléctrica*, que se componía de una serie de discos de cobre, zinc y paño humedecido en ácido sulfúrico diluído, dispuestos siempre en el mismo orden — un disco de cobre ; encima, uno de zinc, y encima de éste, uno de paño ; después uno de cobre, uno de zinc, etc. — Cada uno de los discos de zinc estaba soldado al de cobre inmediato inferior, a fin de asegurar el perfecto contacto entre ambos discos. La fig. 1 muestra la disposición de los discos. Cada dos de ellos, separados por uno

de paño empapado de ácido sulfúrico diluído, constituye, según la teoría química, un *elemento* de pila o un *par*, pero Volta, atendiendo únicamente al contacto de los metales, consideraba el *par* formado por un disco de zinc y otro de cobre unidos, atribuyendo al ácido del paño el papel de conductor, como hemos dicho antes.

8. Si la pila es de n elementos Volta y la tensión total es E , según la teoría del contacto, cada elemento produciría $\frac{E}{n}$ volt., pero según la teoría química, cada elemento produciría $\frac{E}{n-1}$ puesto que, realmente, hay un elemento menos, según la teoría química que según la del contacto. El primer cobre y el último zinc pueden, pues, suprimirse, ya que son inactivos, y, en efecto, hay la misma diferencia de potencial entre el primer cobre y el último zinc que entre el primer zinc y el último cobre.

La pila de Volta no se usa por sus grandes inconvenientes, los cuales se han ido solucionando en los numerosos tipos de pilas que han aparecido sucesivamente.

El principal defecto de dicha pila es la disminución rápida de su tensión, ocasionada en primer lugar por la expulsión del líquido, producida por el peso de los discos, y en segundo lugar, por la comunicación que dicho líquido, al derramarse por el exterior, establece entre todos los elementos, formando una especie de corto circuito.

PILAS DE UN SOLO LÍQUIDO

9. El elemento de una pila de Volta puede reducirse a una placa de zinc y otra de cobre colocadas en un vaso que contiene agua acidulada con ácido sulfúrico (fig. 2). Las reacciones que se verifican son las siguientes:

La acción del agua acidulada sobre el zinc desarrolla una fuerza electromotriz que carga al zinc negativamente y al agua acidulada, positivamente. El cobre, casi insensible al ácido, no desempeña otro papel que el de recoger la electricidad positiva del líquido. Mientras no se establece una comunicación exterior entre las dos láminas, sus cargas eléctricas aumentan hasta que la diferencia de sus potenciales equilibra la fuerza electromotriz debida a la acción química, la cual cesa si el zinc es puro. Si, por el contrario, el zinc y el cobre se unen mediante un conductor exte-

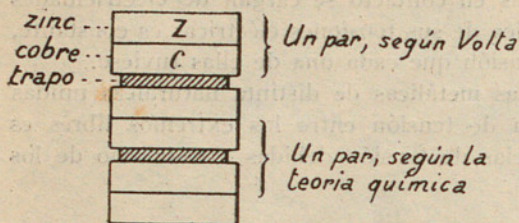


FIG. 1

rior, las dos electricidades se combinan, la acción química continúa y la fuerza electromotriz reproduce una nueva cantidad de electricidad, y circula una corriente continua que va del cobre al zinc en el circuito exterior, y del zinc al cobre en el interior.

La fuerza electromotriz del elemento es igual a la diferencia entre las fuerzas electromotrices debidas a la reacción del ácido sobre cada una de las placas; cuanto mayor sea esta diferencia, mayor será la fuerza electromotriz resultante. Interesa, pues, que uno de los dos metales sea muy atacable y el otro muy poco. Si ambos metales fuesen atacados con igual intensidad, se producirían dos fuerzas electromotrices iguales y de sentido opuesto, que darían lugar a una fuerza electromotriz resultante de valor nulo.

De lo expuesto se deduce que, para la formación de un par, pueden usarse dos metales y un líquido cualquiera, con la condición de que aquellos sean atacados desigualmente. El polo positivo del par será siempre el metal menos atacado, de manera que un mismo metal pueda ser positivo en un par y negativo en otro; por ejemplo, el cobre es positivo respecto al zinc y negativo respecto al carbón.

La fuerza electromotriz, obtenida en un elemento formado por dos metales dados, aumenta con la fuerza con que el líquido ataca a uno de los metales y es independiente del grado de concentración del líquido. Aumentando ésta, sólo conseguiríamos disminuir la resistencia interior del elemento.

11. *Pilas de Cruikshank y de Wollaston.* — Para suprimir el inconveniente que, según hemos visto, presenta la pila de Volta, Cruikshank ideó una pila cuyos elementos, en lugar de encontrarse unos encima de otros, estaban dispuestos horizontalmente. Consistía en una caja de madera con tabiques formados por láminas de cobre y de zinc, soldadas unas a otras, dejando espacios en los cuales se echaba agua acidulada. Se comprenderá fácilmente la dificultad de limpiar esta pila y de reponer las láminas de zinc cuando han sido gastadas por la acción del ácido.

La pila de Wollaston, modificación de la anterior, facilitaba la manipulación, puesto que los elementos eran independientes unos de otros y una disposición ingeniosa permitía sacar a la vez todas las láminas de zinc y de cobre del líquido, con lo cual se obtenía la ventaja de que no tenían desgaste cuando la pila no funcionaba. Son muy numerosas las pilas derivadas de la de Volta, pero si bien la perfeccionan en algunos detalles, dejan subsistir el inconveniente principal, del cual vamos a ocuparnos: la *polarización*.

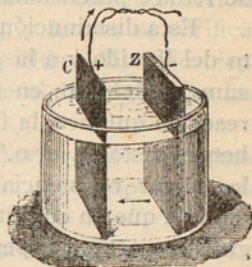


FIG. 2

POLARIZACIÓN

12. El principal inconveniente de todas las pilas de un solo líquido es la disminución gradual de la tensión, la cual al poco tiempo de funcionar se reduce prácticamente a cero.

Esta disminución es debida a dos causas principales: al empobrecimiento del líquido y a la polarización de los electrodos. A medida que se consume el ácido o, en general, el cuerpo que disuelto en el agua provoca la reacción química, la fuerza electromotriz conserva su valor primitivo, según hemos visto en el n.º 10, pero la tensión útil en los bornes disminuye por la mayor resistencia que ofrece el líquido al paso de la corriente, de manera que en circuito abierto el empobrecimiento del líquido no tiene ninguna importancia, pero como interesa que en circuito cerrado la tensión sea constante, habrá que añadir ácido para que recobre la debida densidad.

La polarización o acumulación de hidrógeno sobre el cobre es la causa principal de debilitación de las pilas, como lo prueba el hecho de que si se interrumpe la corriente durante un cierto tiempo, el necesario para que el hidrógeno se desprenda totalmente, observaremos, al cerrar de nuevo el circuito, que aquél recobra su intensidad primitiva. Igual efecto se consigue si se mueve el líquido o el electrodo, o si frotamos éste; en una palabra, si se provoca, por cualquier medio, el desprendimiento de hidrógeno.

La polarización actúa de dos modos distintos para debilitar la eficacia de una pila. Por la excesiva resistencia del hidrógeno, la superficie de contacto del cobre queda notablemente disminuída, lo cual da por resultado un aumento de resistencia interior; además, por su gran afinidad con el oxígeno, el hidrógeno libre tiende a combinarse con él, impidiendo así la descomposición iniciada por la acción química principal. De ahí resulta una fuerza contraria a la de la pila, que tiende a combinar los elementos que aquélla había separado, originando una corriente de sentido opuesto a la primera, cuya intensidad queda disminuída.

PILAS DE DOS LÍQUIDOS

13. A fin de evitar la debilitación de la corriente debida a la polarización, se idearon las pilas llamadas de *dos líquidos*, que si no han eliminado por completo aquel inconveniente, lo han reducido en su mayor parte y permiten obtener una corriente de intensidad casi constante.

El mejor medio de evitar la polarización consiste en absorber el hidrógeno, mediante una substancia adecuada, a medida que se desprende, lo cual se consigue ordinariamente usando un segundo líquido que tenga una gran afinidad con aquel gas, como por ejemplo, el ácido nítrico.

Si en un elemento zinc-platino-ácido sulfúrico, echamos unas gotas de ácido nítrico alrededor del platino en cuanto se observa que la intensidad de la corriente decrece por efecto de la polarización, se observa inmediatamente que aquélla aumenta, lo cual es debido al hecho de haber disminuído la polarización: el ácido nítrico se ha combinado con el hidrógeno formando agua y peróxido de nitrógeno, de manera que la reacción que origina la corriente es $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Zn} = \text{SO}_4 \text{Zn} + \text{H}_2$, y la que se verifica entre el *despolarizador* y el hidrógeno es $\text{NO}_3 \text{H} + \text{H} = \text{NO}_2 + \text{H}_2 \text{O}$ (o bien $2 \text{H} + 2 \text{NO}_3 \text{H} = 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$, para que se vea que el hidrógeno se ha combinado completamente).

14. El ácido nítrico actuará tanto mejor cuanto mejor contacto tenga con el electrodo que tiende a polarizarse; a este fin, se adoptan vasos porosos que separan los dos líquidos.

La denominación de *Pila de dos líquidos* no es adecuada, puesto que muchas veces se usa como despolarizador un sólido en lugar de un líquido, pero la aceptamos como forma admitida por el uso.

En la mayoría de los casos la despolarización se consigue mediante sustancias que contienen oxígeno, el cual se combina con el hidrógeno, evitando así la polarización.

Pueden usarse otros ácidos en lugar del nítrico, siempre que el oxígeno que entra en su composición pueda unirse fácilmente al hidrógeno, causa de la polarización. En general, cualquier medio de producir oxígeno está indicado para evitar o disminuir la polarización. Las *pilas de dos líquidos* producen una corriente de constancia notable, lo cual ha dado origen a que se designen con el nombre de *Pilas de corriente constante*.

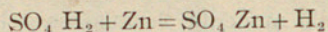
La primera pila de dos líquidos fué construída por *Becquerel* en 1829; más tarde se construyeron otras muchas, entre las cuales citaremos las más importantes.

PILA DE DANIELL

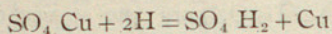
15. En 1836, *Daniell*, químico inglés, construyó una pila de dos líquidos, representada en sección por la fig. 3. El elemento de esta pila consiste en una lámina de zinc *z* arrollada en forma de cilindro, introducida en un vaso poroso *p*, al cual envuelve un cilindro de cobre *c*, abierto por sus extremos y provisto de agujeros o de un corte longitudinal, que lleva unido en su parte superior una especie de depósito circular *g*, de fondo agujereado, lleno de cristales de sulfato de cobre. Dentro del vaso *v*, que contiene las piezas citadas, se echa una disolución saturada de sulfato de cobre hasta que bañe los cristales de cobre del depósito *g*, y en el vaso poroso se vierte ácido sulfúrico diluído.

La reacción de esta pila es la siguiente: el ácido sulfúrico ataca al zinc, que forma el polo negativo, y la electricidad positiva del ácido pasa a través

del vaso poroso a la disolución y al cilindro de cobre, que constituye el polo positivo. El hidrógeno que resulta de la reacción principal



que produce la fuerza electromotriz del elemento, se dirige a través del vaso poroso hacia el cobre exterior, pero hallando a su paso el sulfato de cobre se combina con él



formando ácido sulfúrico que enriquece el del vaso poroso, y cobre, que se deposita sin adherirse a la placa C. Así, pues, no hay polarización,

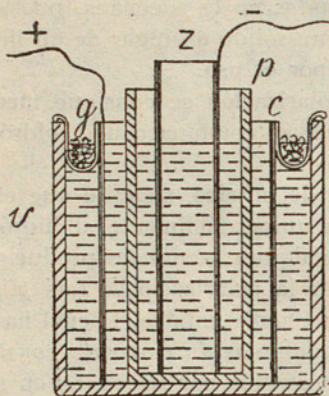


FIG. 3

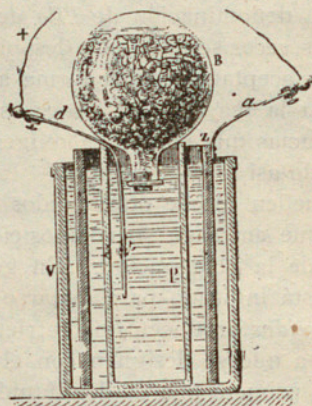


FIG. 4

ni tampoco se debilita la solución ácida que determina la producción de electricidad, obteniéndose, por lo tanto, una corriente de intensidad *casi* constante.

PILA DE GLOBO

16. Como la disolución de sulfato de cobre conserva su grado de concentración gracias a los cristales contenidos en el canal *g* de la pila de Daniell, es preciso renovar de vez en cuando estos cristales; a fin de salvar este inconveniente, se ideó la llamada *pila de globo* (fig. 4). En ella el cobre y la disolución de sulfato están dentro del vaso poroso, y el zinc, fuera. Encima del vaso poroso hay un globo con cristales de sulfato de cobre, cuya boca va provista de un tapón de corcho que la cierra *imperfectamente*.

En cuanto el nivel del líquido del vaso poroso desciende, se descubre el tapón, entra en el globo una cierta cantidad de aire, y, otra igual, de líquido saturado, desciende.

PILA DE MARIE DAVY

17. Si en la pila de Daniell sustituimos el cobre por otro metal y el sulfato de cobre por el sulfato correspondiente, obtendremos pilas análogas, la más interesante de las cuales es la de *Marie Davy*, de *sulfato de mercurio*. El tipo primitivo contenía mercurio y sulfato de mercurio, pero el coste elevado de este metal ha sido causa de que en su lugar se use un electrodo de carbón. Como en virtud de la combinación del hidrógeno con el sulfato de mercurio se forma ácido sulfúrico y queda mercurio libre, éste se deposita en la superficie del carbón, y, al cabo de cierto tiempo, el electrodo es realmente de mercurio, puesto que una capa de este metal recubre al carbón.

Esta pila tiene sobre la de Daniell las ventajas siguientes: 1.^a Produce una fuerza electromotriz muy superior a aquélla. 2.^a A causa de su poca solubilidad, el sulfato de mercurio se disuelve con dificultad en el líquido exterior, y, por tanto, poca acción local y pequeñas pérdidas de trabajo. 3.^a El mercurio procedente de la descomposición del sulfato se deposita en el zinc, lo cual sirve para *amalgamar* el zinc o sostener su amalgamación. En cambio tiene el grave inconveniente de que el sulfato de mercurio es un veneno muy activo.

PILA MINOTTO

18. Esta pila, muy usada en Italia, es una pila de Daniell dispuesta de la siguiente manera:

El cobre, en forma de disco o de espiral, ocupa el fondo del vaso de vidrio, de donde sale un hilo, también de cobre, recubierto de gutapercha, que constituye el polo positivo de la pila; encima del cobre se coloca una capa de cristales de sulfato de cobre; encima de ésta, una capa de arena lavada, y después se coloca el zinc y el agua acidulada. Se ve fácilmente que las reacciones que tienen lugar en esta pila son las mismas que en las de Daniell y que la arena desempeña el papel de vaso poroso. Esta pila ha sido muy usada por su larga duración.

PILA DE CALLAUD

19. Para suprimir la resistencia interior de las pilas sistema Daniell se ha ideado la supresión del diafragma o vaso poroso que separa los dos lí-

quidos, y para conservar la separación necesaria entre ambos, se ha aprovechado la diferencia de densidades.

El inconveniente principal de estas pilas es que, cuando se transportan, se mezclan los dos líquidos al menor movimiento.

La pila de Callaud, basada en el principio anterior, consiste (fig. 5) en un vaso de vidrio que tiene en su parte superior un cilindro de zinc sostenido por tres ganchos que se apoyan en el borde del vaso. En el fondo de éste, descansa una lámina delgada de cobre arrollada en forma de cilindro, del cual sale un hilo del mismo metal recubierto de gutapercha, que constituye el polo positivo.

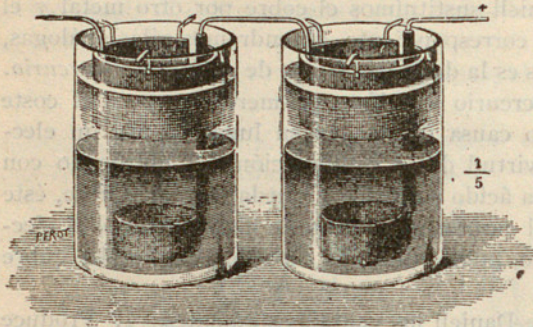


FIG. 5

Para montar el aparato lo llenaremos de agua que contenga una décima de solución saturada de sulfato de zinc, de manera que no llegue a tocar el borde inferior del zinc. Echaremos también en el fondo del vaso, mediante un sifón, el sulfato de cobre, cuya disolución tendremos preparada de antemano, y la cual tendrá que marcar 23 grados Baumé.

Cuando el sulfato de cobre se consume, lo cual se observa por el color menos intenso del líquido, añadiremos una cierta cantidad, procurando que no sea excesiva, pues se formarían depósitos de cobre sobre el zinc que, ocasionando corrientes locales, lo gastarían inútilmente. Si se forman depósitos metálicos debajo del zinc, hay que desprenderlos para que caigan al fondo del vaso antes de que llegue al nivel que separa los dos líquidos.

La resistencia de este elemento es pequeña, pero muy variable, puesto que depende de la cantidad de sulfato de zinc que contiene. Al cabo de un mes de funcionamiento, su resistencia interior puede ser cuatro o cinco veces menor que cuando empezó a funcionar y contenía poco sulfato de zinc.

La ventaja de esta pila es su economía.

PILA DE MEIDINGER

20. La pila de Meidinger (fig. 6), consta de un recipiente *A*, en cuyo fondo hay un vaso *d* que contiene una lámina de cobre *e*, arrollada en forma de cono, de la cual sale un hilo de cobre *f*, protegido

por una cubierta de gutapercha, que constituye el polo positivo. El cilindro de zinc *Z*, colocado en la parte superior, se sostiene por la estrangulación *b*, que tiene el recipiente en su parte inferior. El elemento está cerrado por una tapa que mantiene en su lugar el tubo central y los polos e impide la evaporación. En el centro del aparato hay un tubo de vidrio *h*, agujereado en su fondo y lleno de cristales de sulfato de cobre, destinados a mantener la saturación de la disolución. Como en la pila de Callaud, la disolución de sulfato de zinc y la de sulfato de cobre se separan por la diferencia de sus densidades.

Este elemento tiene algunas ventajas. Además de la supresión del vaso poroso y la disminución consiguiente de la resistencia interior, los depósitos que se forman en el zinc caen fuera del vaso central y no se mezclan con la solución de sulfato de cobre, como pasa, según hemos visto, en la pila de Callaud. A causa del gran volumen de agua que contiene, el sulfato de zinc formado se disuelve fácilmente, por lo cual necesita pocos cuidados.

21. Entre las pilas de dos líquidos, cuya despolarización se consigue mediante una sal, figuran aquellas en las cuales esta sal es un cloruro.

La acción despolarizante del cloro proviene de su afinidad con el hidrógeno, que es tan intensa, que, para apoderarse de éste, llega a descomponer el agua dejando el oxígeno en libertad.

Los cloruros que suelen ser más usados en esta clase de pilas son los de plata, cobre, mercurio, hierro y calcio.

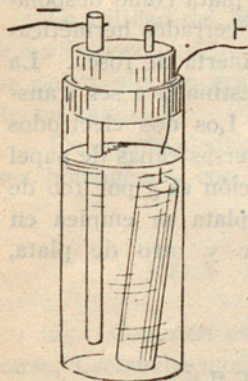


FIG. 7

22. En los elementos *Warren de la Rue* se utiliza como despolarizante el cloruro de plata. El electrodo soluble es una barrita de zinc de buena calidad (fig. 7), que forma el polo negativo, y el positivo es una cinta de plata recubierta de cloruro de plata, introducida en el líquido, y, envuelta en un tubo aislador que evita cualquier contacto entre los dos electrodos.

El líquido empleado es una solución de sal amoníacal que contiene

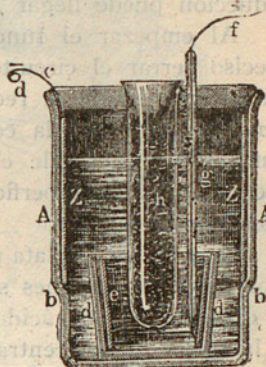


FIG. 6

PILA DE WARREN DE LA RUE

22. En los elementos *Warren de la Rue* se utiliza como despolarizante el cloruro de plata. El electrodo soluble es una barrita de zinc de buena calidad (fig. 7), que forma el polo negativo, y el positivo es una cinta de plata recubierta de cloruro de plata, introducida en el líquido, y, envuelta en un tubo aislador que evita cualquier contacto entre los dos electrodos.

El líquido empleado es una solución de sal amoníacal que contiene

aproximadamente 23 gramos de sal por cada litro de agua destilada. Las piezas y el líquido están en el interior de un vaso de vidrio provisto de un tapón de corcho recubierto de parafina, que deja pasar los electrodos y los sujeta al mismo tiempo.

Las reacciones químicas se realizan de la siguiente manera: El zinc con la sal amoniacal (cloruro de amonio) forma cloruro de zinc; el hidrógeno que se desprende reduce el cloruro de plata, y éste se precipita, en masa esponjosa que se deja atravesar fácilmente por el líquido, de manera que la reducción puede llegar hasta el centro del electrodo.

Al empezar el funcionamiento por primera vez, es de todo punto preciso cerrar el circuito, uniendo directamente los dos polos; observaremos en seguida la reducción de un poco de cloruro, condición indispensable para que la corriente de la pila alcance su intensidad de régimen. La causa de ello es que siendo el cloruro mal conductor, es necesario que su superficie esté recubierta de metal para obtener un funcionamiento regular.

Para retirar la plata precipitada que se encuentra mezclada con el zinc, procedente de acciones secundarias que descomponen el cloruro de zinc, se disuelve éste en ácido clorhídrico diluído y la plata queda adherida a la lámina de plata central, sin desprenderse.

PILA DE GAIFFE

23. En esta pila se usa igualmente el cloruro de plata como despolarizante. Los elementos son de tamaño reducido, están cerrados herméticamente en una caja de ebonita con cubierta de rosca. La

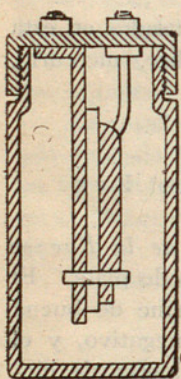


FIG. 8

fig. 8 representa un elemento que, destinado a ser transportado, no contiene líquido libre. Los dos electrodos están separados, uno de otro, por diversas capas de papel de estraza humedecido en una disolución al 5 por 100 de cloruro y de zinc. El cloruro de plata se emplea en pasta. Los electrodos, uno de zinc y otro de plata, atraviesan la tapa de ebonita.

PILAS LECLANCHÉ

24. Hemos visto como se obtenía la despolarización de las pilas aprovechando la descomposición de los sulfatos y de los cloruros. El mismo efecto se puede conseguir utilizando ciertos óxidos fácilmente reductibles, como el bióxido de manganeso y otros.

La pila *Leclanché*, una de las más usadas, se basa en el empleo del bióxido de manganeso. El elemento consta de un vaso exterior prismático (fig. 9), de cuello redondo que tiene una pequeña cavidad donde se coloca el zinc en forma de barrita cilíndrica que lleva soldada en su extremo superior un alambre galvanizado y constituye el polo negativo. En el interior del vaso de vidrio hay otro vaso poroso que contiene bióxido de manganeso y carbón de retorta a partes iguales, y en su centro una placa de carbón que tiene en su parte superior una pieza de plomo con un tornillo. En el vaso exterior echaremos una disolución de sal amoniacal hasta la mitad de la altura del vaso poroso, siendo indispensable que esta sal contenga la menor cantidad posible de impurezas. La disolución ha de ser concentrada, y no es inconveniente que tenga un exceso de sal, que va disolviéndose a medida que se consume.

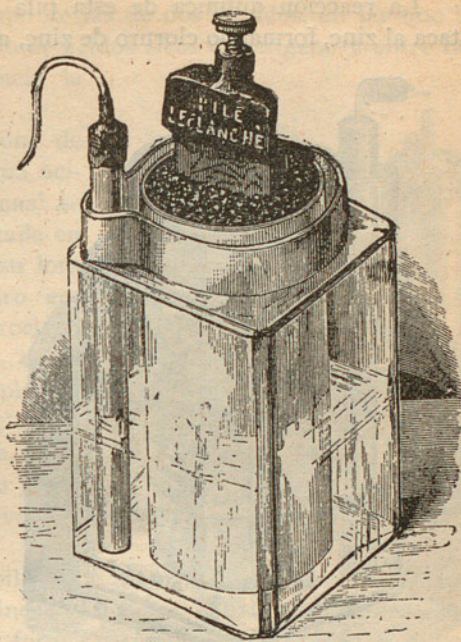


FIG. 9

La calidad del bióxido tiene suma importancia; no ha de ser en polvo, sino en grano de regular tamaño, lo cual se consigue por medio de un tamiz.

En cuanto al zinc, debe ser en láminas o, mejor aún, estirado, para que sea homogéneo, con lo cual se obtiene una acción más uniforme.

PILA LECLANCHÉ DE AGLOMERADOS

25. Como en este tipo de pilas no hay líquidos que hayan de separarse, Leclanché modificó la pila anterior suprimiendo el vaso poroso, que constituye una resistencia inútil. En el modelo (fig. 10) el zinc y el bióxido de manganeso se encuentran en el mismo baño sin diafragma alguno. Consta de dos placas de aglomerado de carbón y bióxido de manganeso en la proporción de 40 partes de bióxido, 55 de carbón y 5 de goma laca sometidas a una presión de 300 atmósferas y a una temperatura de 100°C. El electrodo de carbón se encuentra entre dos de dichas placas

de aglomerado y sobresale por encima de ellas quedando sujeto por tiras de caucho, que retienen al mismo tiempo el electrodo de zinc, aislado de lo demás por una pieza de madera.

La reacción química de esta pila es la siguiente: la sal amoniacal ataca al zinc, formando cloruro de zinc, amoníaco, que se desprende, e hidrógeno que, al dirigirse al carbón

para polarizarlo, encuentra el bióxido de manganeso y se apodera de su oxígeno, formando sesquióxido de manganeso y agua.

Las ventajas de esta pila son diversas: 1.^a Resistencia interior pequeña, que aun puede ser disminuída aumentando el número de placas de aglomerado. 2.^a Gran facilidad de reponer las placas sin perder el carbón. 3.^a No siendo atacado el zinc por la sal amoniacal cuando la pila no funciona, se presta admirablemente para todo servicio intermitente en que los intervalos de reposo son largos. 4.^a No contiene substancias venenosas, ni desprende vapores malolientes. 5.^a Las materias que entran en su composición son baratas. 6.^a La pila resiste fríos intensos sin

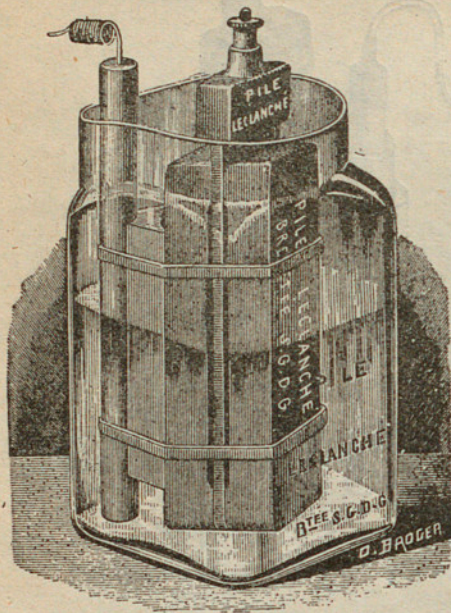


FIG. 10

helarse, y, por consiguiente, sin dejar de funcionar.

Estas ventajas, que tienen gran valor en la práctica, han hecho que la pila Leclanché se haya generalizado mucho más que las otras.

Estos elementos pueden prepararse con antelación y ser almacenados durante un tiempo indefinido antes de poner en ellos el líquido. Ya montados, pueden abandonarse durante mucho tiempo sin que haya gran evaporación ni consumo de substancias.

La polarización de esta pila, evitada incompletamente, es causa de que su fuerza disminuya rápidamente si la resistencia del circuito exterior es pequeña, pero bastan unos instantes de reposo para que adquiera todo su valor. Si la resistencia exterior es grande, la polarización es muy lenta, de manera que esta pila es muy adecuada para servicios que exijan una intensidad débil de corriente.

Si la pila se halla expuesta al aire, el líquido se evapora y se forman cristales en el vaso poroso o en las placas de aglomerado, lo cual se evita cubriendo con una capa de parafina la parte superior.

PILA DE GROVE

26. Esta pila figura en el grupo de las de dos líquidos, en las que la despolarización se obtiene por medio de ácidos ricos de oxígeno y entre las cuales sobresalen por su importancia la de Grove y la de Bunsen.

La primera (fig. 11) se compone de un vaso de vidrio que contiene agua acidulada con ácido sulfúrico, en la cual se sumerge una lámina de zinc encorvada en forma de cilindro abierto en toda su longitud por una canal; este cilindro envuelve un vaso poroso de porcelana poco cocida, lleno de ácido nítrico, en el cual se introduce una lámina de platino encorvada y fija a la cubierta del vaso poroso, como se observa en la figura. Un borne metálico que comunica con la placa de platino constituye el polo positivo, y el otro, fijado al cilindro de zinc, es el negativo.

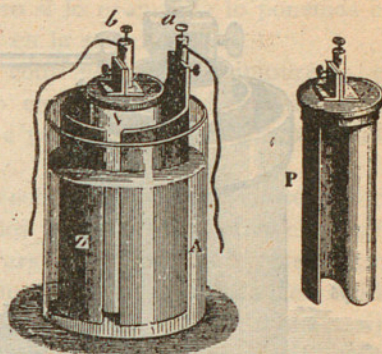


FIG. 11

La reacción química de esta pila es la siguiente: El ácido sulfúrico ataca al zinc y forma sulfato de zinc e hidrógeno. Este se combina con el ácido nítrico del vaso poroso y forma peróxido de nitrógeno y agua, de acuerdo con la fórmula $\text{NO}_3\text{H} + \text{H} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

El uso de esta pila no se ha extendido mucho, a causa del precio elevado del platino, metal que tiene, además, el inconveniente de ser quebradizo, rompiéndose al menor choque.

PILA DE BUNSEN

27. El elemento de Bunsen se diferencia únicamente del de Grove en que el platino se ha sustituido por el carbón. La fig. 12 muestra el aspecto de esta pila cuyas reacciones químicas son idénticas a las de la anterior.

El vaso exterior es de gres barnizado. El zinc está en forma de placa de 4 milímetros de grueso arrollada en forma de cilindro, y el vaso poroso colocado dentro del cilindro de zinc contiene un prisma de carbón de retorta, con un borne en su extremo superior, que es el positivo de la pila. La placa de zinc lleva un borne análogo y constituye el negativo.

En el vaso exterior pondremos agua acidulada con ácido sulfúrico, en la proporción de 10 partes de la primera por 1 del segundo en volumen, y en el vaso poroso se vierte ácido nítrico.

A fin de que todos los elementos que componen una batería tengan una misma resistencia interior, es preciso que el grado de concentración del agua acidulada sea el mismo en todos ellos, para lo cual haremos la mezcla de dichos líquidos en un recipiente de madera, echando primeramente

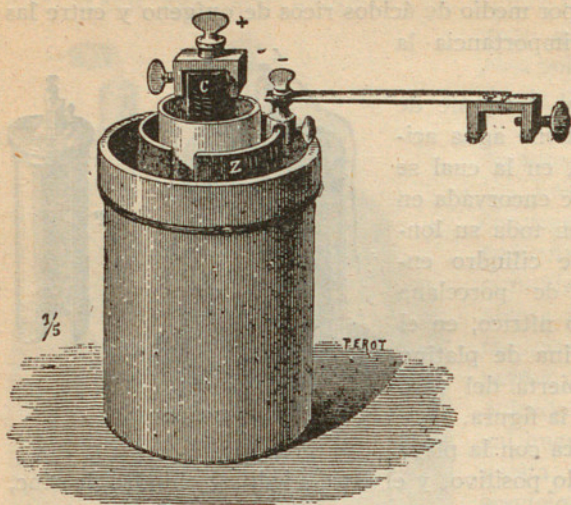


FIG. 12

el agua y después, poco a poco, el ácido, hasta que la disolución marque 10° del pesaácidos Baumé.

Los elementos han de colocarse sobre una placa seca, teniendo cuidado de que no tengan otro contacto que aquel que han de tener los electrodos para que circule la corriente. Dispuestos y conectados todos los elementos, echaremos en los vasos porosos el ácido nítrico mediante un embudo, y, en seguida, el agua acidulada ya preparada de antemano, teni-

niendo en cuenta que si en esta segunda operación tardamos un cierto tiempo, el ácido nítrico atraviesa el vaso poroso y ataca al zinc. La cantidad de líquidos por elemento se calcula de manera que quede el agua acidulada unos dos centímetros por debajo del borde del vaso exterior y que el ácido nítrico tenga aproximadamente el mismo nivel.

El ácido nítrico tiene que marcar, cuando es nuevo, 40° del pesaácidos, y puede utilizarse hasta que marque 26°, pero no más, pues debilitándose el ácido la resistencia interior aumenta.

Las ventajas de esta pila son: una fuerza electromotriz elevada y una resistencia interior relativamente pequeña que hacen que sea propia para obtener corrientes de bastante intensidad, pero presenta, en cambio, el grave inconveniente de desprender vapores sofocantes y nocivos que no permiten que sea usada en lugares habitados, siendo preciso, por lo tanto, instalarla en lugares independientes y muy ventilados.

PROPIEDADES DEL ZINC AMALGAMADO

28. De la Rive fué el primero en observar que el zinc puro no es atacado por el ácido sulfúrico diluído, pero sí lo es cuando lo ponemos en contacto con una lámina de cobre bañada en la solución.

En cambio el zinc del comercio, que contiene bastantes impurezas, es fácilmente atacado por el ácido, incluso en circuito abierto, pero si es *amalgamado* (*) se comporta como el zinc puro y sólo es atacado cuando se cierra el circuito.

La enérgica acción del ácido sulfúrico sobre el zinc ordinario se explica por los cuerpos extraños que contiene, los cuales desempeñan el mismo papel que la lámina de cobre citada. Para amalgamar el zinc se introduce durante unos segundos en un baño de agua acidulada con ácido sulfúrico, con objeto de limpiarlo, y después lo depositaremos en una vasija que contenga unos 2 kilogramos de mercurio, frotándolo con un cepillo de hilo de acero hasta que su superficie quede cubierta de una capa de amalgama.

Acabada esta operación, colocaremos las láminas de zinc en un recipiente de madera que contenga agua, y en el fondo se depositará el mercurio sobrante, que podremos recoger fácilmente.

También podemos usar para esta operación una sal de mercurio, pero tanto en este caso como en el anterior, sólo conseguiremos una amalgamación superficial, siendo preciso repetir la operación, por lo cual es preferible la amalgamación en masa de zinc, que se obtiene echando 4 partes de mercurio en 96 de zinc en fusión.

La falta de amalgamación ocasiona, no sólo un gasto enorme de zinc, sino también la formación de corrientes secundarias (conocidas con el nombre de *acciones locales*) que, opuestas a la principal, disminuyen notablemente la potencia de las pilas.

29. *Pila de Bunsen modificada por d'Arsonval.* — En lugar del ácido sulfúrico, d'Arsonval empleó el ácido clorhídrico de la pila de Bunsen. Esta sustitución tiene la ventaja de aumentar la fuerza electromotriz y de disminuir la resistencia interior, puesto que el cloruro de zinc tiene una conductancia superior a la del sulfato de zinc y, además, el ácido clorhídrico, al mezclarse con el ácido nítrico del vaso poroso, forma el *agua regia*, que tiene una acción despolarizante mayor que la del ácido nítrico.

(*) Se llama *amalgama* a la mezcla del mercurio con otro metal.

PILAS DE BICROMATO DE POTASIO

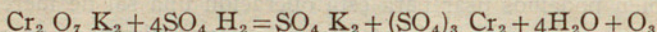
PILA DE POGGENDORF

30. Además de los procedimientos citados para la despolarización de las pilas, existen otros que consisten en utilizar sustancias que, por su acción recíproca, producen oxígeno, que se combina con el hidrógeno. Una de las mezclas más usadas está la de bicromato de potasio y ácido sulfúrico diluído, ideada por Poggendorf.

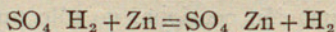
Esta pila se compone de un vaso que contiene un cilindro de zinc y agua acidulada con ácido sulfúrico en la proporción de una parte de ácido por 12 de agua, en peso. En el centro hay un vaso poroso que contiene un prisma de carbón rodeado de una mezcla de 100 partes de agua, 12 de bicromato de potasio y 25 de ácido sulfúrico.

La fuerza electromotriz de esta pila es muy elevada (véase la TABLA I), pero disminuye rápidamente, sobre todo si la resistencia exterior es pequeña.

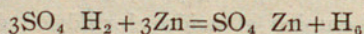
La reacción despolarizante de las pilas de bicromato de potasio y ácido sulfúrico es la siguiente :



El hidrógeno procedente de la reacción del ácido sulfúrico sobre el zinc, según la ecuación



se combina con el oxígeno obtenido en la primera. Para que todo el oxígeno se aproveche es preciso disolver 3 átomos de zinc, y la segunda ecuación tiene la forma



y de la combinación del oxígeno e hidrógeno producidos resultan tres moléculas de agua $3\text{H}_2 \text{O}$.

PILA FULLER

31. Esta pila, de fuerza electromotriz muy intensa y poca resistencia interior, es muy usada en Inglaterra para servicios telegráficos y de señales

en ferrocarriles. Consta (fig. 13) de un vaso de tierra que contiene un prisma de carbón, que forma el polo positivo, y un vaso poroso, dentro del cual se encuentra un cilindro macizo de zinc, con un pie, que constituye el polo negativo. Dentro del vaso poroso se echa agua acidulada con ácido sulfúrico, y fuera de él, bañando el carbón, la mezcla de bicromato potásico, ácido sulfúrico y agua, o sea el despolarizante. Como se precisa una fuerte amalgamación del zinc, echaremos en el vaso poroso un poco de mercurio que recubrirá la parte inferior del cilindro de zinc.

Cuando la pila es un circuito abierto, la acción local es muy pequeña, y, si la corriente que le exigimos no es excesiva, la polarización es muy eficaz. La difusión de los dos líquidos se evita cubriendo el vaso poroso

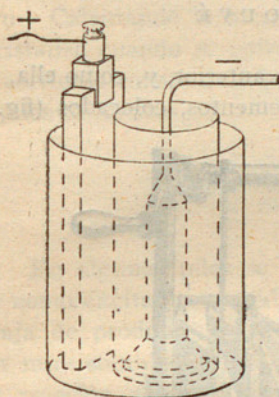


FIG. 13

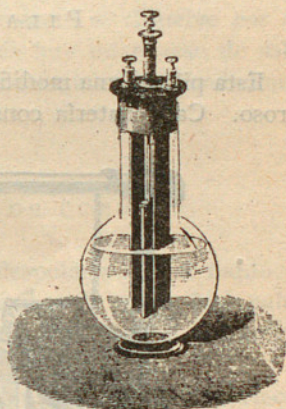


FIG. 14

con una capa de parafina y procurando que ambos líquidos se encuentren a un mismo nivel. El aumento de resistencia interior debido a la presencia de la parafina es insignificante y cada elemento conserva, durante mucho tiempo, una fuerza electromotriz de 2 voltios, siempre que la intensidad de la corriente no exceda de unos 0,5 amperios.

PILA DE GRENET

32. Esta pila, conocida también con el nombre de *pila de botella*, no contiene vaso poroso, y consiste (fig. 14) en un vaso esférico de cuello cilíndrico cerrado por una cubierta de ebonita. Están fijas a esta cubierta dos placas de carbón paralelas, y entre ellas una de zinc amalgamado, unida a una varilla de latón. Esta varilla atraviesa la cubierta de ebonita y permite introducir la placa de zinc en el líquido, o sacarla cuando la

pila deja de funcionar. El contacto del zinc con las placas de carbón se evita mediante pequeñas piezas de caucho endurecido.

Las ventajas de esta pila son: muy poca resistencia interior, polarización mínima debida a la gran superficie del carbón, y gasto nulo de zinc en circuito abierto, pues el electrodo negativo se retira totalmente del líquido cuando la pila no se utiliza.

La energía de esta pila desciende con rapidez, no por la polarización precisamente, sino por la alteración del líquido, que es una solución de bicromato de potasio y ácido sulfúrico, y debido a un depósito de óxido de cromo que se deposita encima del carbón.

PILA DE TROUVÉ

33. Esta pila es una modificación de la anterior, y, como ella, no tiene vaso poroso. Cada batería consta de 6 elementos, colocados (fig. 15) en

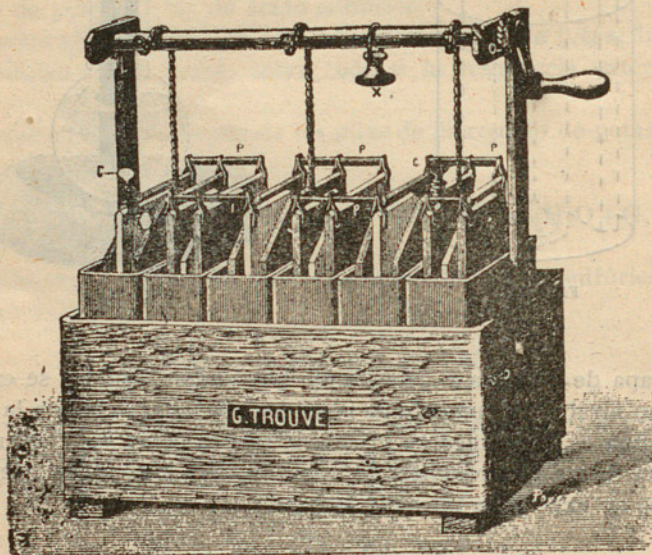


FIG. 15

una caja de roble, que consisten en un recipiente de ebonita donde se introducen dos placas de carbón y una de zinc recubiertas en su parte superior por una capa de cobre obtenida por electrólisis, con objeto de asegurar un contacto perfecto.

Las placas de zinc y los carbonos de todos los elementos están unidos entre sí por pinzas movibles y están suspendidos de una barra horizontal

que, al girar por medio de una manivela, provista de una rueda de trinquete, permite variar a voluntad el grado de inmersión de los electrodos y sacarlos por completo del líquido cuando la pila no funciona.

La cantidad de líquido para cada batería es de 12,8 kilogramos, formado por 8 de agua, 1,2 de bicromato de potasio pulverizado y 3,6 de ácido sulfúrico.

A fin de evitar el depósito de sales de cromo que, según hemos visto, se forma en el carbón de la pila de Grenet, Trouvé ideó la siguiente manera de preparar el líquido :

Echaremos en el agua el bicromato de potasio en polvo en la proporción de 150 a 250 gramos por litro de agua, lo agitaremos para mezclarlo bien y después añadiremos, poco a poco, hasta 450 gramos de ácido sulfúrico por litro. Calentando la mezcla y el bicromato se disuelve por completo y no cristaliza cuando se enfría. Mientras hay un exceso de sal, la pila da una corriente constante ; después se encuentra en las condiciones de las demás pilas de bicromato.

PILAS DE ÓXIDO DE COBRE

34. En algunas pilas se usa como despolarizante el óxido de cobre CuO y como excitante un hidrato de potasio o de sodio, los cuales tienen la ventaja de producir zincatos de potasio o de sodio, respectivamente, que son muy solubles.

La reacción principal en estos elementos, que tienen electrodo de zinc, es $\text{Zn} + 2\text{KOH} = \text{Zn}(\text{OK})_2 + \text{H}_2$, cuando se usa hidrato de potasio, y $\text{Zn} + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{ONa})_2 + \text{H}_2$, cuando se usa hidrato de sodio. El hidrógeno producido se combina con el óxido de cobre (*acción despolarizante*), formándose agua y cobre que se precipita, según la ecuación $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.

PILA DE LALANDE Y CHAPERON

35. *Pila cerrada.* Existen varios tipos de esta clase de pilas. La fig. 16 representa el tipo llamado *cerrado*, que consta de un vaso prismático, de cuello circular, cerrado por una cubierta fija. El zinc amalgamado *D* pasa por una abertura central, y por otra abertura pasa una varilla de cobre, que termina en una placa circular del mismo metal, recubierta de óxido de cobre.

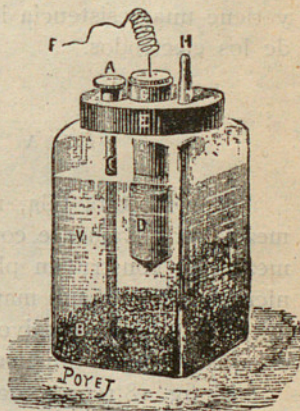


FIG. 16

El líquido excitante es una solución de potasa cáustica KOH y óxido de cobre, en contacto directo con los dos electrodos.

En circuito abierto la potasa no ataca al zinc, pero si el circuito se cierra, forma zincato de potasio $Zn(OH)_2$ e hidrógeno, que se combina con el oxígeno del óxido de cobre para formar agua y cobre metálico, que se deposita en el electrodo positivo. También podemos emplear la sosa cáustica NaOH, que es mucho más económica y produce idénticos resultados.

36. Los mismos inventores han construído una pila en forma de caja (fig. 17), basada en el mismo principio, formada por una caja de plancha

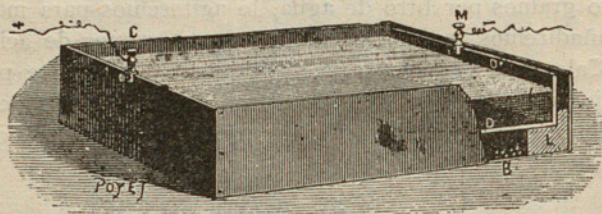


FIG. 17

de hierro, cuyo fondo está cubierto por una capa de óxido de cobre B. A esta caja se fija el borne positivo C, y en los cuatro ángulos hay unos pequeños soportes de barro cocido L, los cuales sostienen una lámina de zinc D, a la que se fija el borne negativo M.

La fuerza electromotriz de esta pila varía entre 0,8 y 0,9 voltios y tiene una resistencia interior muy pequeña, gracias a la gran superficie de los electrodos.

PILA DE EDISON Y LALANDE

37. En esta pila, modificación de la anterior, el óxido de cobre se mezcla primeramente con cloruro de magnesio, y calentando a presión la mezcla se construyen placas del tamaño necesario, que montadas convenientemente en un marco de cobre, constituyen el electrodo positivo, mientras que el negativo es el zinc. El líquido excitante es una solución de sosa o potasa cáustica.

La fig. 18 representa uno de los dispositivos más usados para esta clase de pilas.

Consta de un vaso de vidrio exterior con cubierta de porcelana, que lleva suspendidas dos placas de zinc Z paralelas, entre las cuales se encuentra una placa de óxido C, sostenida por un marco de cobre, cuyos lados verticales se prolongan atravesando la cubierta y forman el polo positivo.

El líquido empleado es una solución de sosa o potasa cáustica sobre la cual se echa una capa de aceite pesado, para evitar la acción del aire sobre la solución. Las barritas de cobre del marco están protegidas del líquido por tubos de material aislante T.

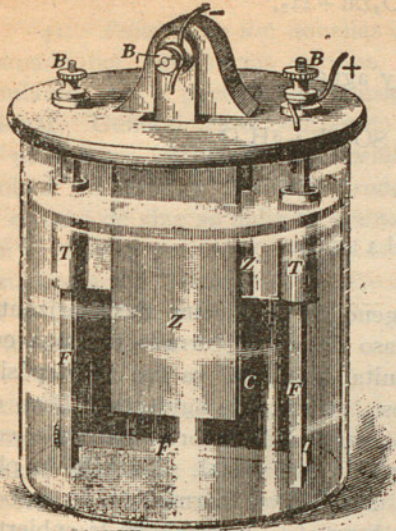


FIG. 18

38. Esta pila, como la anterior, es una modificación de la de Lalande y Chaperon, y consiste (fig. 19) en un vaso de vidrio, porcelana o hierro esmaltado, con cubierta de porcelana o fibra, que sostiene un cilindro con un cono, ambos de plancha de hierro estañado perforada, que constituye el polo positivo y contiene el despoliarizante, que es óxido de cobre. El electrodo negativo es una lámina de zinc doblada en forma de cilindro de poca altura, sostenida por tres piezas de porcelana equidistantes, fijadas al cilindro de hierro, las cuales aislan entre sí ambos electrodos. Del cilindro de zinc parte un hilo, aislado por un tubo de goma, que atraviesa la cubierta del vaso. Como líquido excitante se emplea en estos elementos sosa cáustica, en la proporción de 12 gramos de sosa por litro de agua pura. Como en el elemento anterior, se extiende una capa de aceite sobre la solución.

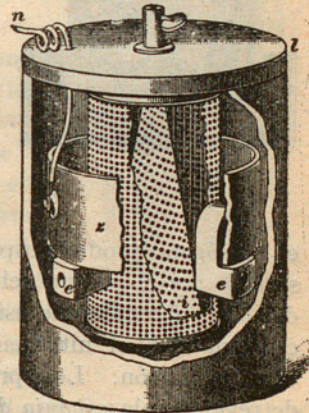
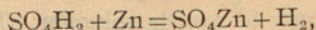


FIG. 19

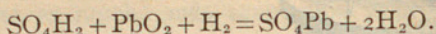
PILAS DE ÓXIDO DE PLOMO

39. En algunos elementos se usan los óxidos de plomo como despoliarizantes, tales como el protóxido PbO (*litargirio*), el bióxido PbO_2 y el óxido salino Pb_3O_4 (conocido con el nombre de *minio*). El que contiene mayor cantidad de oxígeno, y es, por lo tanto, el mejor despoliarizante es el bióxido. El electrodo positivo es un cilindro de plomo envuelto en una capa de bióxido de plomo comprimido; el negativo es de zinc amalgamado, y el líquido es una solución de ácido sulfúrico.

La reacción principal forma sulfato de zinc e hidrógeno, según la ecuación



y la despolarizante da sulfato de plomo y agua,



PILA DE MAICHE

40. En esta pila se utiliza el oxígeno del aire como despolarizante. El elemento consiste (fig. 20) en un vaso de vidrio cerrado por una cubierta de ebonita, a la cual va fija un depósito de tierra porosa, provisto de agujeros y lleno de fragmentos de carbón de retorta platinado con una ligera capa de este metal.

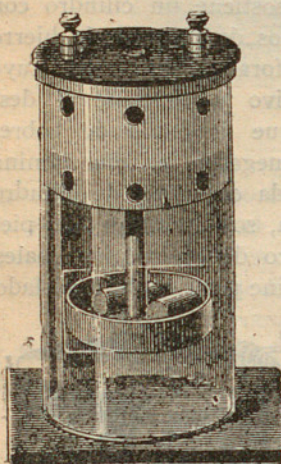


FIG. 20

Un hilo de platino unido a uno de los fragmentos de carbón termina en un borne (+) colocado en la cubierta. El depósito poroso está atravesado por un tubo de ebonita, al cual va unida una cápsula de porcelana, que contiene una pequeña cantidad de mercurio y dos varillas de zinc de unos 50 gramos cada una. Un hilo de platino parte del mercurio y, pasando por el interior del tubo de ebonita, está unido al otro borne (-) de la cubierta.

El vaso contiene ácido diluído, que tiene que bañar solamente un tercio de la altura del depósito superior, a fin de que el carbón se impregne por capilaridad permaneciendo siempre en contacto con el aire. Gracias a esta disposición

el hidrógeno producido por la reacción del ácido sulfúrico y el zinc y absorbido por el platino del carbón, está en contacto continuo con el oxígeno del aire, obteniéndose así la despolarización. Una parte del hidrógeno se combina con el nitrógeno del aire y forma amoníaco, que ayuda a la despolarización. Los productos amoniacales tienen además la ventaja de regenerar la *esponja de platino* de los carbones.

Esta pila es impropia para los servicios que exigen gran intensidad de corriente, pero se presta mucho para el funcionamiento de timbres y para telegrafía y telefonía.

PILAS SECAS

41. *Pilas secas* son aquellas en las cuales el líquido excitante es empapado por substancias porosas, como papel secante, serrín muy fino, amianto, etc., y pueden, por consiguiente, invertirse sin que dejen de funcionar. Generalmente, constan de un vaso de zinc, que puede ser cilíndrico o prismático, barnizado exteriormente para aislarlo, y en cuyo centro se coloca un cilindro de carbón rodeado por el despolarizante. Entre éste y el vaso de zinc se halla la substancia porosa, y el conjunto se introduce en el líquido excitante, que es absorbido por dicha substancia. Acabada esta operación, cerraremos el vaso con una cubierta aislante, atravesada por el electrodo de carbón y un hilo soldado al vaso de zinc, los cuales constituyen los polos del elemento.

Gracias a la facilidad de su transporte, las pilas secas se prestan a una infinidad de usos y tienen sobre las demás la ventaja de que no requieren ningún cuidado. Cuando el líquido se seca, cosa que sucede aproximadamente al cabo de año y medio, si no se exige a la pila un trabajo excesivo, la resistencia interior aumenta, y para devolverle su valor primitivo basta humedecer de nuevo el elemento, lo cual se obtiene practicando un agujero en el fondo del vaso y sumergiéndola en un baño que contenga el líquido excitante.

PILA SECA DE OBACH

42. La fig. 21 representa esta pila, que consiste en un cilindro de zinc *a*, cerrado en su parte inferior por la base *b*, de una composición de asfalto, pasta de papel y resina; lleva soldado un hilo de cobre que sale al exterior y que es el polo negativo. En el centro del cilindro hay una barra de carbón *c*, que termina en su parte superior en un borne que es el positivo del elemento. Alrededor del carbón, y en íntimo contacto con él, está el despolarizante *f*, que consiste en una mezcla de bióxido de manganeso y plombagina envuelto en papel secante; el espacio que queda entre el despolarizante y las paredes del cilindro de zinc está lleno de una pasta, formada por sal amoniacal y otras sales, muy adecuada para obtener un buen contacto. Sobre el despolarizante y el excitante se coloca una hoja de papel secante *h*, encima de ella un tapón de corcho *i*, otra capa de papel *j* y se acaba de llenar con una capa de betún *k*. Un pequeño tubo *l* da salida al hidrógeno que pueda producirse en exceso.

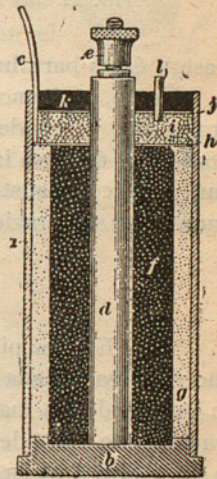


FIG. 21

PILA SECA DE HELLESEN

43. El elemento de *Hellesen* consiste en una caja prismática de cartón *f* (fig. 22); que contiene un vaso cilíndrico de zinc *d*, unido a un

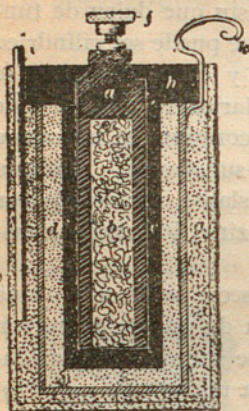


FIG. 22

hilo de cobre, que es el polo negativo. El polo positivo está formado por un cilindro hueco de carbón *c*, relleno de lana mineral *b*, envuelto por una composición *e* de bióxido de manganeso, carbón, óxido de magnesio, limaduras de hierro y agua mezclada con una sustancia gelatinosa. Entre el cilindro de zinc y la composición *e* se coloca una pasta *d* de óxido de calcio y magnesio y agua, mezclados con una sustancia gelatinosa. El espacio que queda entre el cilindro de zinc y la caja exterior se rellena con serrín *g* y se cierra la pila con una gruesa capa de betún atravesada por el tubo de descarga.

44. Existen otros tipos de pilas secas, pero difieren tan poco de las que hemos descrito, que bastan éstas para hacerse cargo de la construcción de este género de pilas.

Como ya hemos indicado, las pilas secas son muy adecuadas para el transporte y son de gran utilidad en aquellos casos en que son necesarias corrientes de poca intensidad, pero si por cualquier circunstancia se deterioran, es preciso sustituirlas por otras nuevas, pues su construcción especial impide su reparación.

PILAS NORMALES

45. En las pilas que hemos descrito hasta ahora, la fuerza electromotriz desarrollada depende de una infinidad de circunstancias, tales como la pureza de los materiales empleados, la polarización, el estado de conservación, etc., y, además, varía con la temperatura según una ley imposible o muy difícil de precisar; por esto se ha hecho necesario crear otros tipos especiales llamados *elementos normales* o *patrones* que produzcan una fuerza electromotriz perfectamente constante, que depende *poco* de la temperatura, y en los cuales la variación debida a esta causa sea perfectamente conocida.

Estas pilas, que no están destinadas a producir corriente utilizable, sino a comparar fuerzas electromotrices, son de construcción sólida, de medida reducida y de fácil transporte, y han de ser usadas siempre con resistencias muy elevadas intercaladas en serie con ellas, pues si por un

descuido produjesen corrientes de alguna intensidad, la polarización modificaría, en un grado imposible de precisar, la fuerza electromotriz producida, y los resultados obtenidos serían completamente falsos.

ELEMENTO LATIMER Y CLARK

46. Este elemento consiste (fig. 23) en un tubo de vidrio cerrado por su parte inferior, que contiene mercurio puro *m*, el cual está en contacto con un hilo de platino que atraviesa el tubo y está sujeto a él con lacre *l*, constituyendo el polo positivo. El polo negativo está formado por un cilindro de zinc puro *z*, de donde sale al exterior un hilo protegido por una cubierta de caucho. El líquido excitante *e* consiste en una solución concentrada de sulfato de zinc en agua destilada, y el despolarizante *d* es una pasta de sulfato mercurioso, $\text{SO}_4 \text{Hg}_2$, y sulfato de zinc. Un tapón de corcho *t* cierra el tubo que, por encima, se rellena con cola.

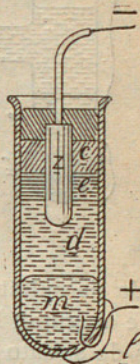


FIG. 23

La fuerza electromotriz de este elemento es de 1,434 voltios a la temperatura de 15°C . Si se experimenta a distinta temperatura, es preciso hacer la corrección según el *coeficiente de temperatura* propio del elemento que facilita el constructor.

Este coeficiente no es constante; varía de un elemento a otro y aun en un mismo elemento depende del grado de concentración de las soluciones empleadas. La disposición representada en la figura no es de fácil transporte, pero es recomendable por su sencillez y su volumen reducido.

ELEMENTO CARHART Y CLARK

47. En este elemento, modificación del anterior, la solución de sulfato de zinc está saturada a 0°C en lugar de estarlo a 30°C , como en el elemento Latimer y Clark, de manera que a temperaturas superiores a 0° no hay cristalización y, por lo tanto, la densidad de la solución es casi constante, por lo cual el coeficiente de temperatura se halla disminuído. La fuerza electromotriz de este elemento es de 1,44 voltios a la temperatura de 15°C .

ELEMENTO WESTON

48. El elemento Weston consiste en una caja cilíndrica de latón, con cubierta de ebonita provista de dos bornes y de un pequeño termómetro que

permite conocer la temperatura en el interior del aparato y hacer la corrección correspondiente, conocido el coeficiente particular del elemento. Por la parte interior, la cubierta, lleva un marco de latón al cual va fijo el elemento propiamente dicho, que consiste (fig. 24) en dos tubos verticales de vidrio *a* y *b* unidos por otro horizontal, formando un conjunto herméticamente cerrado.

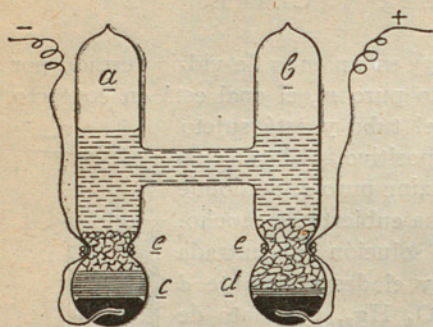


FIG. 24

En el fondo del tubo vertical *a* hay una amalgama de cadmio *C* sobre una capa de mercurio cuyo objeto es establecer un buen contacto entre aquélla y el hilo de platino que, atravesando el tubo, forma el polo negativo. El fondo del otro tubo vertical *b* contiene una capa de sulfatos mercurioso y de cadmio sobre otra capa de mercurio, en el cual penetra un hilo de platino, que es el polo positivo del elemento.

El excitante es una solución saturada de sulfato de cadmio con un exceso de cristales *C* de la misma sal que aseguran la saturación a todas las temperaturas. Formando los cristales de sulfato de cadmio una masa compacta, quedan inmóviles gracias a la estrangulación *e* que presentan los tubos en su parte inferior, de manera que constituyen verdaderos tapones, pudiendo invertirse el aparato sin que se altere su funcionamiento. Estas estrangulaciones sirven al mismo tiempo para fijar los tubos y sujetar los hilos de platino.

Las ventajas de este elemento son: una fuerza electromotriz constante de 1,028 voltios a 15°C y un coeficiente de temperatura sumamente pequeño que hace despreciables las diferencias de temperaturas. Además, tiene la ventaja de adquirir inmediatamente su fuerza electromotriz normal, mientras que el elemento Latimer y Clark tiene que estar unas semanas en reposo antes de usarse.

OTROS ELEMENTOS NORMALES

49. Entre muchos otros elementos normales citaremos el de *Gony*, en el cual el despolarizante es el bióxido amarillo de mercurio colocado encima de una capa de mercurio, en la cual se introduce un hilo de platino. El zinc, en forma de cilindro, está amalgamado y protegido por papel de filtro y bañado en una solución de sulfato de zinc. Este elemento suministra una fuerza electromotriz de 1,383 voltios a 12°C.

Cuando las medidas a las que se destinan los elementos patrones exigen corrientes de alguna intensidad, se usan a veces elementos de sulfato de cobre que se comparan con los de Latimer y Clark o con los de Weston.

50. La tabla I contiene los valores de las fuerzas electromotrices de las diferentes pilas que hemos explicado; no figuran en ella las resistencias interiores, puesto que dependen del tamaño de los elementos, de su disposición, de su grado de pureza y del grado de concentración de los líquidos que entran en su composición.

TABLA I

FUERZA ELECTROMOTRIZ DE LAS PILAS

TIPO	COMPOSICIÓN	F. E. M. en voltios
Volta.....	Zinc, cobre, ácido sulfúrico.....	0,98
Cruikshank.....	Zinc, cobre, ácido sulfúrico.....	0,98
Wollaston.....	Zinc, cobre, ácido sulfúrico.....	0,98
Daniell.....	Zinc, cobre, sulfato de cobre, ácido sulfúrico ..	1,07
De globo.....	Zinc, carbón, sulfato de mercurio, ácido sulf.	1,50
Minotto.....	Zinc, cobre, sulfato de cobre, ácido sulfúrico ..	1,07
Callaud.....	Zinc, cobre, sulfato de zinc, sulfato de cobre.	1,07
Meidinger.....	Zinc, cobre, sulfato de zinc, sulfato de cobre.	1,07
Warren de la Rue...	Zinc, plata, cloruro de plata, sal amoníaca...	1,03
Leclanché (vaso poroso).....	Zinc, carbón, bióxido de manganeso, sal amoniacal.....	1,38
Leclanché (sin vaso poroso).....	Zinc, carbón, bióxido de manganeso, sal amoniacal.....	1,60
Grove.....	Zinc, platino, ácido nítrico, ácido sulfúrico. .	1,96
Bunsen.....	Zinc, carbón, ácido nítrico, ácido sulfúrico ..	1,90
d'Arsonval.....	Zinc, carbón, ácido nítrico, ácido clorhídrico..	1,90
Poggendorf.....	Zinc, carbón, bicromato de potasio, ácido sulf.	2,03
Fuller.....	Zinc, carbón, bicromato de potasio, ácido sulf.	2,00
Grenet.....	Zinc, carbón, bicromato de potasio, ácido sulf.	2,00
Trouvé.....	Zinc, carbón, bicromato de potasio, ácido sulf.	2,00
Lalande Chaperon...	Zinc, cobre, óxido de cobre, potasa cáustica..	0,8-0,9
Edison Lalande.....	Zinc, cobre, óxido de cobre, cloruro de magnesio, potasa cáustica	0,70
Gordon.....	Zinc, hierro, óxido de cobre, sosa cáustica ..	0,70
Maiche.....	Zinc, platino, ácido sulfúrico.....	1,25
Obach.....	Zinc, carbón, bióxido de manganeso, sal amon.	1,50
Hellessen.....	Zinc, carbón, bióxido de manganeso, óxido de manganeso, óxido de calcio.....	1,50

DIFERENCIA ENTRE FUERZA ELECTROMOTRIZ
Y TENSION

51. Se denomina *fuerza electromotriz de un elemento* o, en general, de un aparato productor de electricidad, la fuerza que origina o tiende a originar una corriente eléctrica. La fuerza electromotriz de un elemento

reside en el contacto del zinc con el líquido que lo ataca. Si llamamos E a la fuerza electromotriz, en voltios, desarrollada por la acción química, r a la resistencia en ohmios del circuito interior, o sea la resistencia del líquido, R a la resistencia en ohmios del circuito exterior e I la intensidad de la corriente en amperios, tendremos, según la ley de Ohm,

$$I = \frac{E}{R + r} \quad (1)$$

de donde resulta

$$E = RI + rI \quad (2)$$

Así, pues, la fuerza electromotriz se compone de dos partes: una RI , necesaria para hacer pasar una corriente de intensidad I por el circuito exterior, y otra, para hacer pasar la misma intensidad por el circuito interior. La cantidad RI recibe el nombre de *tensión* en los bornes del elemento, y la diferencia entre la fuerza electromotriz producida y la tensión, constituye la *pérdida de voltaje* ocasionada por la resistencia interior y la corriente. Cuanto mayor sea la resistencia interior del elemento para una mayor intensidad de corriente, o cuanto mayor sea ésta con una misma resistencia interior, mayor será la diferencia entre la fuerza electromotriz y la tensión en los bornes.

En circuito abierto, la resistencia R del circuito exterior es infinita y, por lo tanto, también lo será la del circuito completo, pues las resistencias exterior e interior están en serie, y la intensidad de la corriente será nula, pero conservando E y r valores determinados, se verificará $r \cdot I = 0$ y, por lo tanto, $E = RI$, de manera que en circuito abierto la fuerza electromotriz y la tensión en los bornes son iguales. Si $R = 0$, o sea, si los bornes del elemento están unidos por un conductor de resistencia nula, $E = rI$, y, toda la fuerza electromotriz del elemento se utilizará en vencer la resistencia interior; en este caso, RI tendrá un valor nulo, de manera que en corto circuito la tensión en los bornes es cero. A medida que disminuye la resistencia interior del elemento aumenta la tensión en los bornes, para una fuerza electromotriz dada, y si se reduce a cero, tendríamos $E = RI$, así es que si la resistencia interior fuese nula, la tensión en los bornes sería igual a la fuerza electromotriz; pero éste es un caso puramente teórico, pues, como ya hemos explicado, todos los elementos poseen una cierta resistencia que podrá ser mayor o menor según el tipo, pero siempre tiene un valor tal, que ha de tenerse en cuenta en las aplicaciones.

AGRUPACIÓN DE LOS ELEMENTOS

52. *Agrupación en tensión.* — Cuando el circuito de utilización exige una tensión mayor que la proporcionada por un elemento, se reúnen algunos de ellos de manera que sus fuerzas electromotrices se sumen, para lo cual el polo negativo de uno de ellos se conecta con el positivo del siguiente, quedando libres el polo positivo del primer elemento y el negativo del último. La fuerza electromotriz así obtenida es la suma de las fuerzas electromotrices de todos los elementos, y si, como ocurre generalmente, los elementos tienen una misma fuerza electromotriz, la resultante es igual a la de uno de ellos multiplicada por el número de elementos. Así, pues, si e es la fuerza electromotriz de un elemento y n su número, la fuerza electromotriz total será $E = ne$. Esta manera de agrupar los elementos se llama *agrupación en tensión o en serie*.

Por el hecho de estar los elementos conectados en serie, las resistencias interiores se suman, y como suponemos que son iguales todos, la resistencia ulterior del conjunto de elementos, o sea de la batería, será igual al producto de la resistencia interior de uno de ellos multiplicada por el número de dichos elementos. Si r es la resistencia de un elemento y n su número, la resistencia interior será nr .

Si llamamos R a la resistencia del circuito exterior, la intensidad I de la corriente será, según la ley de Ohm,

$$I = \frac{ne}{R + nr}$$

Se observa que si R es muy pequeña y es despreciable con relación a la resistencia interior nr , la intensidad será

$$I = \frac{ne}{nr} = \frac{e}{r}$$

y no habrá ventaja alguna en reunir los elementos en tensión, puesto que con un solo elemento de fuerza electromotriz e y resistencia interior r obtendremos la misma intensidad de corriente; pero si R es muy grande, la intensidad se acercará al valor $\frac{ne}{R}$ y es conveniente la agrupación en serie.

53. *Agrupación en cantidad.* — Si la intensidad de la corriente que requiere el circuito exterior es mayor que la que puede dar un elemento, se unirán algunos de ellos de manera que cada uno suministre una parte de la corriente total. Esta manera de conectar los elementos se denomina *agrupación en cantidad, en derivación y también en paralelo*. La agru-

pación en cantidad se obtiene conectando todos los polos positivos de los distintos elementos a un conductor, y los negativos a otro. La fuerza electromotriz de la batería así formada es igual a la de un elemento, y la resistencia interior total es igual a la de uno de ellos dividida por el número de elementos, suponiendo que todos son iguales. Conservando las notaciones anteriores, la intensidad de la corriente será

$$I = \frac{e}{R + \frac{r}{n}}$$

Si R es muy grande, el valor de I se aproximará a $\frac{e}{R}$ y no tendrá ventaja alguna reunir los elementos en cantidad; pero si es muy pequeña, la intensidad se aproximará a $\frac{e}{\frac{r}{n}} = \frac{ne}{r}$, y entonces resulta ventajosa la agrupación en cantidad.

54. *Agrupación mixta.* — Si disponemos de n elementos, podemos agruparlos de modo que una parte se encuentren en serie y otra en cantidad para obtener la tensión necesaria en el circuito, así como el debido reparto de la intensidad de corriente, de manera que cada elemento suministre la intensidad correspondiente a sus dimensiones.

Representando por y y x los números de elementos en serie y en derivación, respectivamente, tendremos $n = xy$; la fuerza electromotriz de la batería será, según hemos visto en el n.º 52, xe . Como hay x elementos en serie, la resistencia interior de una de estas series será xr , y la resistencia interior total, o sea de las y derivaciones de x elementos en serie cada una, será $\frac{xr}{y}$; de manera que la intensidad de la corriente será, con resistencia exterior R ,

$$I = \frac{xe}{R + \frac{xr}{y}} \quad (1)$$

Apliquemos esta fórmula a un caso particular. Supongamos que tenemos 20 elementos de fuerza electromotriz $e = 1,9$ voltios y resistencia interior $r = 0,5$ ohmios, dispuestos en 5 derivaciones de 4 elementos en serie; la intensidad de la corriente será, con una resistencia exterior de $R = 50$ ohmios,

$$I = \frac{4 \times 1,9}{50 \times \frac{4 \times 0,5}{5}} = 0,15 \text{ amp. (aprox.)}$$

Es evidente que la f.e.m. de una batería es independiente del número de elementos en cantidad y es proporcional al número de elementos en serie.

55. Hemos explicado ya en otro lugar que, en la agrupación mixta, obtenemos la intensidad máxima cuando la resistencia interior de la batería es igual a la del circuito exterior, de manera que en este caso tendremos

$$I = \frac{x e}{2 R}$$

de donde $x e = 2 R I$; pero $x e$ es la fuerza electromotriz de la batería y $R I$ es la tensión en los bornes, luego la intensidad máxima se obtiene cuando la fuerza electromotriz de la batería es igual al doble de la tensión en los bornes.

En este caso, pues, sólo se aprovecha una mitad de la fuerza electromotriz en el circuito exterior, y, la otra mitad sirve únicamente para calentar los elementos; el rendimiento de la batería es igual a 0,5.

POTENCIA Y RENDIMIENTO DE UNA PILA

56. Si multiplicamos los dos miembros de la fórmula (2) del n.º 51 por I tendremos

$$E I = R I^2 + r I^2$$

que expresa que la potencia total producida por un elemento o pila es la suma de las potencias empleadas en el circuito exterior y en el interior, o sea la suma de las potencias útil y perdida. El rendimiento de la pila, que es la relación entre la potencia útil y la total, será, representándola por μ ,

$$\mu = \frac{R I^2}{E I} = \frac{R I^2}{R I^2 + r I^2}$$

o bien

$$\mu = \frac{1}{1 + \frac{r}{R}} \quad (1)$$

De esta expresión se deduce que el rendimiento de una pila aumenta al disminuir su resistencia interior. A pesar de ello, si el valor de R es grande, la fracción $\frac{r}{R}$ influirá poco en el valor de μ , y el rendimiento será

casi el mismo para todas las pilas. Por el contrario, si R es pequeña, $\frac{1}{R}$ será grande, y si alcanza un valor tan grande, tal que la unidad pueda ser despreciada, el rendimiento tendrá por valor

$$\mu = \frac{1}{\frac{r}{R}} = \frac{R}{r}$$

de donde se deduce que las pilas de gran resistencia interior tienen un rendimiento pequeño.

Si en la fórmula (1) suponemos $r=R$, el rendimiento será

$$\mu = \frac{1}{1+1} = 0,5$$

conforme hemos visto en el n.º 55.

Problema: Calcular el rendimiento de una batería cuya resistencia interior es de 0,4 ohmios y está conectada a un circuito de 50 ohmios.

Resolución: Aplicando la fórmula (1), en la cual $r=0,4$ y $R=50$, tendremos:

$$\mu = \frac{1}{1 + \frac{0,4}{50}} = 0,99 \text{ (aprox.)}$$

57. El rendimiento, tal como se ha definido, es el *rendimiento eléctrico* de la pila, aplicable a cualquier clase de generador eléctrico en el cual la fuerza electromotriz sea independiente de la resistencia del circuito que alimenta; pero se acostumbra a estudiar en las pilas el *rendimiento químico*, que es la relación entre el peso de zinc empleado en la obtención de la potencia útil y el peso de zinc realmente consumido en la pila. La diferencia entre ambos pesos constituye una pérdida y, naturalmente, hay que procurar que sea pequeña, lo cual se consigue adoptando los medios necesarios para reducir en lo posible las acciones locales y otros fenómenos que podríamos llamar *perturbadores*.

El peso del zinc gastado en una pila es fácil de calcular pesando el zinc antes y después de haber funcionado, anotando cuidadosamente el tiempo durante el cual suministra una corriente dada; en cuanto al peso del zinc gastado útilmente es igual al que depositaría la misma intensidad de corriente durante el mismo espacio de tiempo.

58. Supongamos que el zinc de una pila antes de funcionar pesa 500 gramos y que al cabo de 20 horas de suministrar una corriente de 3 amperios pesa 420 gramos. La pérdida de zinc será $500 - 420 = 80$ gr. Durante

un segundo un amperio deposita 0,000 338 3 gramos de zinc; luego en 20 horas = $20 \times 60 \times 60 = 72\ 000$ segundos, depositará $72\ 000 \times 0,000\ 338\ 3 = 24,36$ gramos, y tres amperios depositarán $24,36 \times 3 = 73,08$ gr. El rendimiento químico de la pila será, pues, $\frac{73,08}{80} = 0,91$ (aproximadamente).

CÁLCULO DE LA FUERZA ELECTROMOTRIZ DE UN ELEMENTO

59. Como consecuencia del principio de la conservación de la energía, el trabajo eléctrico desarrollado en un segundo por un elemento tiene que ser igual al trabajo químico consumido durante el mismo tiempo, es decir, a la cantidad de calor desarrollada por las acciones químicas si éstas tuviesen lugar sin desarrollo de electricidad. Conociendo las reacciones que se verifican en el elemento y las cantidades de calor que producen o absorben, podemos determinar el valor del trabajo químico por segundo, observando que, según la ley de Faraday, el peso de un cuerpo formado o descompuesto es, en un segundo, igual al producto de la intensidad de la corriente por el equivalente electroquímico del cuerpo considerado.

Según sabemos, el peso de hidrógeno puesto en libertad por un culombio es de 0,000 010 384 gramos y el peso de un cuerpo (cuyo equivalente químico es h en relación con el del hidrógeno, tomado por unidad) puesto en libertad por un culombio es igual a 0,000 010 384 h . Inversamente, para hacer pasar un culombio hay que emplear un peso de este cuerpo igual a 0,000 010 384 gramos. Veamos la manera de hallar el trabajo correspondiente.

Sea C el número de calorías que produce la combinación de un equivalente químico del cuerpo considerado; el número de calorías producidas por un peso de este cuerpo igual a 0,000 010 384 h será 0,000 010 483 C , y el trabajo correspondiente en kilográmetros 0,000 010 384 $C \times 425$.

Ahora bien, el trabajo efectuado por Q culombios a una tensión de e voltios es, en kilográmetros,

$$T = \frac{e Q}{9,81}$$

y si suponemos $Q = 1$ resulta

$$T = \frac{e}{9,81}$$

Este es el trabajo producido por un culombio o el que hay que desa-

rollar para obtener un culombio. Igualando estas dos expresiones del trabajo, tendremos

$$0,000\ 010\ 384\ C = \frac{e}{9,81}$$

de donde se deduce

$$e = 0,043\ C \quad (1)$$

fórmula que permite calcular, en voltios, la fuerza electromotriz de un elemento, conocida la cantidad de calor producida por las reacciones que se verifican en él.

En la mayoría de las pilas las reacciones químicas son múltiples y unas producen calor y otras lo absorben, de manera que para obtener una fórmula general que comprenda todos los casos es preciso que en la fórmula (1) C represente la suma algebraica de las cantidades de calor desarrolladas por cada una de dichas reacciones.

60. Ejemplos:

Pila de Volta. — Las reacciones que tienen lugar en esta pila son: descomposición de un equivalente de agua con absorción de 34,4 calorías y formación de un equivalente de sulfato de zinc, que produce 54,8 calorías. La fuerza electromotriz teórica es, pues, aplicando la fórmula (1)

$$e = 0,043 (54,8 - 34,4) = 0,88 \text{ voltios (aprox.)}$$

Pila de Daniell. — Las reacciones principales son: formación de un equivalente de sulfato de zinc que produce 54,8 calorías y descomposición de un equivalente de sulfato de cobre que absorbe 29,3 calorías; así, pues.

$$e = 0,043 (54,8 - 29,3) = 1,096 \text{ voltios (aprox.)}$$

61. La fórmula (1) del número 59 sirve también para determinar la fuerza electromotriz producida por la electrólisis, y en este caso C es la suma algebraica de las cantidades de calor producidas por las reacciones debidas a la corriente. Así, por ejemplo, en el voltámetro de agua con los electrodos de platino, la cantidad de calor necesaria para descomponer un equivalente de agua, igual a 34,4 calorías, origina una fuerza electromotriz opuesta, cuyo valor será:

$$e = 0,043 \times 34,4 = 1,48 \text{ voltios (aprox.)}$$

Resulta, pues, que con un elemento Daniell, cuya fuerza electromotriz es inferior a 1,48 voltios, no podemos descomponer el agua.

62. Los resultados obtenidos con la fórmula (1) del número 59 no concuerdan exactamente con los obtenidos directamente, y esto es debido a

la dificultad de precisar exactamente las reacciones que tienen lugar en las pilas y distinguir claramente cuáles contribuyen a la producción de calor y cuáles son las que lo absorben.

De todas maneras, la fórmula citada permite hallar cuál sería la fuerza electromotriz del elemento si las reacciones químicas que se verifican en él fuesen las supuestas, y, si al aplicarla se hallan valores superiores a los que dan los procedimientos directos es señal evidente de que ocurren fenómenos que no se han tenido en cuenta, lo cual facilita el medio de averiguarlos y de proceder a las modificaciones necesarias para suprimirlos o, por lo menos, aminorarlos.

ADOPCIÓN DEL TIPO DE PILA

63. No todas las pilas se prestan igualmente para cualquier clase de trabajo. Al describir los distintos modelos de pilas hemos señalado las ventajas e inconvenientes que presentan, y ahora indicaremos brevemente qué sistema escogeremos con preferencia según el trabajo a que sea destinada.

Las pilas no se usan hoy día para el alumbrado, pero si alguna vez tenemos que recurrir a ello, preferiremos las de Bunsen y las de bicromato, a causa de su gran fuerza electromotriz. Sin embargo, el desprendimiento de vapores nitrosos que se producen en la primera constituyen un grave inconveniente e impiden su uso en lugares poco ventilados, por lo cual las pilas de bicromato son más prácticas: las de Trouvé, por ejemplo, son de fácil manejo y permiten graduar la luz a voluntad, variando convenientemente el nivel de inmersión de los electrodos. El alumbrado por medio de pilas es, actualmente, muy costoso y ha sido abandonado por completo.

Para el dorado, plateado, cobreado, etc., es preciso emplear elementos Daniell o Bunsen, porque producen una corriente constante y su entretenimiento es menos costoso que el de los demás sistemas. Las pilas de Callaud, aunque de excelente resultado, no se prestan, a causa de exigir una inmovilidad casi absoluta. En cuanto a las de Leclanché, no se pueden emplear para un trabajo continuo.

En telegrafía y telefonía, donde el funcionamiento es intermitente, se emplean con éxito los elementos de Daniell, Callaud, Meidinger, Leclanché, Lalande y Maiche.

Para servicios domésticos, como timbres y aparatos de señales, etc., se usan con preferencia los elementos de Leclanché, Lalande y Maiche.

Para experimentos de laboratorio y usos domésticos se emplean, generalmente, las de bicromato y las de cloruro de plata, que, aunque poco económicos, especialmente las últimas, tienen la ventaja de que puede graduarse su funcionamiento con facilidad.

COEFICIENTE DE TEMPERATURA

64. Hemos dicho que la fuerza electromotriz de un elemento varía con la temperatura y que la ley que rige esta variación sólo es conocida perfectamente en los tipos normales. La relación que existe entre la f.e.m. producida por su elemento y la temperatura se expresa por la fórmula

$$E = e - k(t - t') \text{ volt.}$$

en la cual

e es la fuerza electromotriz en voltios a la temperatura t' grados C ;

k es un coeficiente numérico;

t es la temperatura en grados C en el momento del experimento.

Esta fórmula se aplica a cualquier elemento, pero sólo en los normales tiene el coeficiente k un valor constante. Para el elemento normal de Latimer y Clark, $e = 1,434$, $t' = 15$, $k = 0,001$, luego

$$E = 1,434 - 0,001(t - 15)$$

Problema: ¿Cuál es la fuerza electromotriz de un elemento Latimer y Clark a $20^{\circ} C$?

Resolución: Aplicando la fórmula anterior, y como $t = 20$, tendremos

$$E = 1,434 - 0,001(20 - 15) = 1,429 \text{ voltios}$$

El coeficiente de temperatura del elemento Weston es $0,0001$, y como su fuerza electromotriz a 15° es de $1,028$ voltios, tendremos para este elemento

$$E = 1,028 - 0,0001(t - 15)$$

de manera que a la temperatura de $20^{\circ} C$, la fuerza electromotriz será

$$E = 1,028 - 0,0001(20 - 15) = 1,0275 \text{ voltios.}$$

es decir, una variación mucho menor que, para una misma diferencia de temperaturas, que en el elemento Latimer y Clark.

Pilas eléctricas

PROBLEMAS

1. ¿En qué consiste la polarización y cómo se evita?
2. Deseamos alimentar con elementos Bunsen de f.e.m. 1,9 voltios y resistencia interior 0,25 ohmios, un circuito, cuya resistencia es de 0,5 ohmios, y que requiere una intensidad de corriente de 19 amperios. ¿Cuántos elementos serán necesarios y cómo tendremos que agruparlos?
3. ¿Por qué no se usan las pilas de un solo líquido?
4. ¿Cuál es el despolarizador del elemento Bunsen?
5. Hallar la resistencia interior de una batería de 20 elementos, cada uno de los cuales tiene una resistencia de 1,2 ohmios, si están dispuestos en 4 derivaciones de 5 en serie.
6. ¿Qué es una pila seca?
7. Explicad qué diferencia hay entre la fuerza electromotriz de un elemento y la tensión en sus bornes.
8. La f.e.m. de un elemento es de 2 voltios, la intensidad de la corriente es de 1 amperio y la tensión en los bornes es de 1 voltio; ¿cuál es la resistencia interior del elemento?
9. ¿Qué ventaja tiene la pila de aglomerados de Leclanché sobre la de vaso poroso del mismo autor?
10. ¿Qué es un elemento normal, y qué diferencia hay entre éste y un elemento ordinario?
11. En un elemento se producen 54,8 calorías y se consumen 6,8; ¿cuál es la f.e.m. teórica de dicho elemento?
12. ¿Qué son el rendimiento eléctrico y el rendimiento químico de una pila?
13. Explicar las reacciones que tienen lugar en un elemento Bunsen.
14. ¿Cómo tendremos que agrupar 100 elementos, cada uno de los cuales tiene una f.e.m. de 2 voltios y una resistencia interior de 1 ohmio, para que conectados en un circuito de 4 ohmios produzcan una intensidad de 5 amperios?
15. ¿Qué condiciones ha de tener un despolarizante?

16. ¿Por qué disminuye la tensión en los bornes de un elemento al aumentar la intensidad de la corriente que produce?

17. ¿Qué diferencia hay entre la fuerza electromotriz y la tensión en los bornes de una pila, si la corriente suministrada es nula?

18. ¿Cuál será la f.e.m. de una batería formada por 4 series, agrupadas en cantidad, de 50 elementos cada una, si cada elemento tiene una f.e.m. de 1,9 voltios?

19. Si la resistencia interior de cada uno de los elementos del problema anterior es de 0,25 ohmios, ¿cuál será la resistencia de la batería y cuál la intensidad de la corriente, si se aplica a un circuito de 4 ohmios de resistencia?

20. ¿En qué consiste la amalgamación del zinc y qué objeto tiene?

21. ¿Cómo es preciso agrupar los elementos de una batería para obtener la corriente máxima?

22. ¿Qué ventaja tiene el elemento Bunsen sobre el elemento Grove?

ÍNDICE

	Páginas
Descubrimiento de la electricidad dinámica.	3
Experimento de Galvani	3
Experimentos de Volta.	4
Teoría química	5
Pila de Volta	5
Pilas de un solo líquido.	6
Polarización	8
Pilas de dos líquidos.	8
Pila de Daniell.	9
Pila de globo.	10
Pila de Marie Davy	11
Pila Minotto	11
Pila de Callaud.	11
Pila de Meidinger.	12
Pila de Warren de la Rue.	13
Pila de Gaiffe	14
Pilas Leclanché	14
Pila Leclanché de aglomerados.	15
Pila de Grove.	17
Pila de Bunsen.	17
Propiedades del zinc amalgamado.	19
Pilas de bicromato de potasio.	20
Pila de Poggendorf.	20
Pila Fuller.	20
Pila de Grenet	21
Pila de Trouvé	22
Pilas de óxido de cobre.	23
Pila de Lalande y Chaperon	23
Pila de Edison y Lalande.	24
Pila de Gordon	25
Pilas de óxido de plomo.	25
Pila de Maiche	26
Pilas secas	27

	Páginas
Pila seca de Obach.	27
Pila seca de Hellesen.	28
Pilas normales	28
Elemento Latimer y Clark	29
Elemento Carhart y Clark.	29
Elemento Weston	29
Otros elementos normales	30
Diferencia entre fuerza electromotriz y tensión.	31
Agrupación de los elementos	33
Potencia y rendimiento de una pila.	35
Cálculo de la fuerza electromotriz de un elemento	37
Adopción del tipo de pila.	39
Coefficiente de temperatura	40
Problemas	41



Publicaciones del Servicio de Extensión de Enseñanzas Técnicas
 Editorial y Centro de Enseñanzas por **CORRESPONDENCIA**

LIBROS PUBLICADOS

	Pesetas		Pesetas
Aritmética :		Cálculo y construcción de dinamos :	
Primera parte	1,50	Primera parte	2,50
Segunda parte	1,50	Segunda parte	2,50
Tercera parte	1,50	Tercera parte	2,25
Cuarta parte	1,50	Cálculo y construcción de dinamos,	
Quinta parte	1,50	conjunto	6,50
Sexta parte	1,50	Geometría analítica	2,75
Aritmética, conjunto	7	Geometría elemental	2
Algebra :		Cálculo de circuitos magnéticos . . .	2,50
Primera parte	1,75	Taquigrafía	2,75
Segunda parte	1,75	Trigonometría	3,25
Tercera parte	1,75	Calor y vapor	2,25
Cuarta parte (Logaritmos)	1,75	Gramática	5,50
Algebra, conjunto	5,50	Tablas numéricas	1,50
Propiedades de los materiales	2	Galvanómetros	2
Mecánica elemental :		Pilas eléctricas	2,50
Primera parte	1,50	Geometría :	
Segunda parte	1,50	Primera parte	2,50
Tercera parte	2,25		
Cuarta parte	2,25		
Mecánica elemental, conjunto	6,50		

OTRAS PUBLICACIONES

- | | |
|---|---|
| Geometría descriptiva. | Aparatos de medida de corriente continua. |
| Dibujo geométrico. | Aparatos de medida de corriente alterna. |
| Estática gráfica. | Iluminación. |
| Resistencia de materiales. | Elementos de Enología. |
| Cálculo de elementos de máquinas. | Elaboración del aceite. |
| Mecánica de los flúidos. | Cultivo intensivo de hortalizas y flores. |
| Termodinámica. | Fabricación de conservas |
| Combustibles y combustión. | El olivo. |
| Elementos de electricidad. | El almendro. |
| Electroquímica. | Fisiología de los animales |
| Corriente alterna. | Reproducción y herencia e |
| Transformadores. | Producción de leche. |
| Motores eléctricos. | Industrias de la leche. |
| Cálculo y construcción de alternadores. | |

Estos textos han sido redactados por el Profesorado del S
 integrado por Ingenieros, Licenciados y Maestros

80

DIPUTACIÓN PROVINCIAL
 DE BARCELONA
 BIBLIOTECA POPULAR
 DE CALELLA

Reg. 5710
 Sig. 621.352
 Ext.

FU-6-47

Centro de
Enseñanzas Técnicas
por Correspondencia

de la
DIPUTACIÓN PROVINCIAL
DE BARCELONA

Calle de Urgel, 187-Barcelona

Precio : 2'50 ptas.

Casa Provincial de Caridad
Imprenta - Escuela

62135
Ext.