Método rápido de Análisis Electro-químico

por MARIA ISABEL ARDAO
QUIMICO-FARMACEUTICA

Profesora del curso práctico de Análisis Químico Aplicado de la Facultad de Química y Farmacia

Conferencia pronunciada el día 27 de Agosto de 1936

Para darnos cuenta de la importancia que tiene dentro de la química analítica el método electrolítico de dosificación de los elementos, basta recordar que constituye el método de elección en la dosificación de estos diez elementos: Hg, Sb, Bi, Cu, Pb, Sn, Cd, Co, Ni y Zn, ya sea porque es más exacto o porque es más simple que los métodos seguidos por vía química. Y es tanto más importante cuanto que permite la separación cuantitativa de los diversos metales contenidos en una disolución, constituyendo hoy el procedimiento más ventajoso en el análisis de las principales aleaciones industriales de esos elementos.

En el transcurso de varios años, los procedimientos clásicos de electroanálisis han sido objeto de importantes perfeccionamientos, que, prácticamente, pueden reducirse a la agitación del electrolito, por una parte, y a la regulación del potencial catódico, por otra. Estos perfeccionamientos no han agregado nada del punto de vista de la exactitud del método electrolítico, pero ofrecen positivas ventajas. La agitación del electrolito permite disminuir considerablemente el tiempo de duración de las electrólisis y la regulación del potencial catódico permite la generalización del llamado método de separación por potenciales graduados, basado en las distintas tensiones de depósito de los metales.

Es sabido que, si en una vasija electrolítica conteniendo el electrolito AB, que se disocia según esta ecuación:

$$AB \rightleftarrows A^{-} + B^{+}$$

introducimos dos electrodos insolubles, de naturaleza distinta al electrolito, que unimos a los bornes de una fuente de corriente contínua, una pila, por ejemplo, y vamos aumentando progresivamente la diferencia de potencial entre ambos electrodos, se acusa al principio, colocando un amperímetro en el circuíto, un paso de corriente débil e intermitente; pero llega un momento, en que, para un pequeño aumento en la diferencia de potencial entre el ánodo y el cátodo, hay un aumento brusco de la corriente eléctrica comenzando desde entonces el depósito de los iones sobre los electrodos. Desde este momento comienza la electrósis que se efectúa de acuerdo con las leyes de Faraday. Los iones, que en su movimiento en sentido inverso transportan la corriente, neutralizan sus cargas respectivas en contacto con los electrodos y toman el estado molecular, ya sea para depositarse sobre los electrodos, o, como en el caso de los metales alcalinos, para originar reacciones secundarias provocando la electrólisis del agua con el desprendimiento de oxígeno en el ánodo y de hidrógeno en el cátodo.

La experiencia demuestra, pues, que para que un metal se deposite sobre el alectrodo, es necesario alcanzar cierta diferencia de potencial mínima entre el ánodo y el cátodo que se llama tensión de descomposición o de depósito de ese metal. Esa diferencia de potencial que llamaremos E es igual a la suma de los potenciales anódico Pa y catódico Pc, y la caída de potencial debida a la resistencia óhmica del líquido que viene dada por la ley de Ohm.

$$E = Pa + Pc + ri$$

El término ri puede hacerse despreciable disminuyendo la resistencia del electrolito y queda que la diferencia de potencial entre los electrodos es aproximadamente igual a la suma de los potenciales anódico y catódico:

$$E = Pa + Pc$$

Estos potenciales anódico y catódico se pueden determinar experimentalmente mediante un electrodo auxiliar. Y se expresan por la fórmula de Nernst.

$$e = \frac{k}{n} \log \frac{P}{c}$$

en la cual K representa $\frac{RT}{F}$ siendo R la constante de los gases. T, la temperatura absoluta y F el Faraday que es la cantidad de electricidad necesaria para depositar el

equivalente químico de cualquier sustancia. n representa la valencia del metal en cuestión, y c su concentración iónica. De aquí se deduce que c influye muy poco en la tensión de depósito de un metal puesto que el potencial es proporcional al logaritmo de la inversa de esa concentración P representa la presión de disolución electrolítica del metal.

El potencial de descomposición de un elemento se define como la diferencia de potencial que existe entre un electrodo de ese elemnto, y la disolución de sus iones. Es un valor dependiente de la concentración iónica. Cuando esos potenciales de depósito o de descomposición, se determinan para las disoluciones normales, aquéllas que tienen un ión gramo por litro, y con

Potenciales normales de los elementos que forman cationes

Grado Inf. de oxidación	Grado Sup. de oxidación	Potenciales normales	Grado Inf. de oxidación	Grado Sup. de oxidación	Potenciales normales
Li	$Li^{\cdot}$	—3,02	Ni	$Ni^{\cdot\cdot}$	—0,250
K	$K^{\cdot}$	—2,92.	$V^{\cdot\cdot}$	$V^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,2
Rb	$Rb^{\cdot}$	—2,92	Sn	$Sn^{\cdot\cdot}$	—0,14
Ba	$Ba^{\cdot\cdot}$	—2,8	Sn	$Sn^{\cdot\cdot\cdot\cdot}$	0,05
Ca	$Ca^{\cdot\cdot}$	—2,76	$Sn^{\cdot\cdot}$	$Sn^{\cdot\cdot\cdot\cdot}$	0,20
Sr	$Sr^{\cdot\cdot}$	—2,7	H^2	$2H^{\cdot}$	±0
Mg	$Mg^{\cdot\cdot}$	—2,35	Sb	$Sb^{\cdot\cdot\cdot}$	0,02
Be	$Be^{\cdot\cdot}$	—1,7	Bi	$Bi^{\cdot\cdot\cdot}$	0,02
Mn	$Mn^{\cdot\cdot}$	—1,1	As	$As^{\cdot\cdot\cdot}$	0,03
Zn	$Zn^{\cdot\cdot}$	—0,76	$Ti^{\cdot\cdot\cdot}$	$Ti^{\cdot\cdot\cdot}$	0,36
Cr	$Cr^{\cdot\cdot}$	—0,56	$Ti^{\cdot\cdot\cdot}$	$Ti^{\cdot\cdot\cdot\cdot}$	—0,04
Cr	$Cr^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,51	Cu	$Cu^{\cdot}$	0,522
$Cr^{\cdot\cdot}$	$Cr^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,41	Cu	$Cu^{\cdot\cdot}$	0345
Ga	$Ga^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,50	$Cu^{\cdot}$	$Cu^{\cdot\cdot}$	0,167
Fe	$Fe^{\cdot\cdot}$	—0,44	Ag	$Ag^{\cdot}$	0,808
Fe	$Fe^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,04	2Hg	$Hg^{2\cdot\cdot}$	0,793
$Fe^{\cdot\cdot}$	$Fe^{\cdot\cdot\cdot}$	0,75	Hg	$Hg^{\cdot\cdot}$	0,86
Cd	$Cd^{\cdot\cdot}$	—0,40	$Hg^{2\cdot\cdot}$	$2Hg^{\cdot\cdot}$	0,914
In	$In^{\cdot\cdot\cdot}$	—0,35	Pd	$Pd^{\cdot\cdot}$	0,82
Tl	$Tl^{\cdot\cdot}$	—0,336	Au	$Au^{\cdot}$	1,5
Tl	$Tl^{\cdot\cdot\cdot}$	0,72	Au	$Au^{\cdot\cdot\cdot}$	1,38
$Tl^{\cdot\cdot}$	$Tl^{\cdot\cdot\cdot}$	1,25	$Au^{\cdot}$	$Au^{\cdot\cdot\cdot}$	1,2
Co	$Co^{\cdot\cdot}$	—0,255	$Ce^{\cdot\cdot\cdot}$	$Ce^{\cdot\cdot\cdot\cdot}$	1,6
Co	$Co^{\cdot\cdot\cdot}$	0,4			
$Co^{\cdot\cdot}$	$Co^{\cdot\cdot}$	1,79			

referencia al electrodo normal de hidrógeno se tienen los potenciales normales de los elementos.

El electrodo normal de hidrógeno es un electrodo de platino platinado mantenido en una atmósfera de hidrógeno puro y seco, a la presión de una atmósfera y sumergido en una disolución normal de iónes hidrógeno. Los valores de los potenciales normales correspondientes a los distintos metales están dados en el cuadro de la página anterior.

El potencial normal del H con relación al cual se determinan los demás, se hace igual a cero.

Generalmente se da en las obras de electroanálisis el valor de E de la diferencia de potencial entre el ánodo y el catodo, que es necesario emplear para depositar cada metal. Pero éste es un valor que carece de significación desde el momento en que E varía con las constantes de los electrodos (naturaleza, distancia, superficie) y con la temperatura y naturaleza del electrolito, factores todos que influyen sobre el término **ri,** y, por consiguiente, sobre E. Lo que realmente interesa en el depósito de casi todos los metales, salvo el plomo que se le deposita al estado de bióxido en el ánodo, es el valor Pc del potencial catódico, es decir, la diferenca de potencial que existe entre el catodo y el líquido que lo rodea. Lo mismo sucede con los otros fenómenos que tienen lugar en los electrodos; desde el punto de vista del análisis interesan casi únicamente los que se relacionan al cátodo y a ellos nos referiremos en adelante.

Es necesario, entonces, alcanzar cierto valor mínimo del potencial catódico para que el depósito del metal pueda realizarse. Por encima de ese potencial mínimo, el metal se deposita, pero es necesario no alejarse mucho de ese valor mínimo de Pc porque, para fines cuantitativos, no es suficiente con que el depósito pueda realizarse, sino que, a más, ese depósito debe reunir ciertas condiciones: 1° debe ser prácticamente completo, 2° debe ser puro o estar bajo una combinación definida de manera que de su peso pueda pasarse al peso de metal contenido en la solución, 3° debe ser coherente, adherente al electrodo, de modo de no perder metal en las operaciones posteriores de lavado, desecado, etcétera.

Podemos decir que una misma causa es la que se opone a que el depósito reuna esas tres condiciones: la producción parásita de hidrógeno. La experiencia demuestra que cuando un metal se deposita al mismo tiempo que se efectúa un desprendimiento abundante de hidrógeno, ese depósito es esponjoso, poco coherente, oxidándose y desprendiéndose con facilidad de los electrodos. La causa de esto estaría en la formación de un hidruro más o menos estable del metal a dosificar, hidruro que se descompondría en su mayor parte en el momento mismo de la descarga iónica dejando el metal bajo esa forma esponjosa, poco conveniente. El resto del hidruro se depositaría junto con el metal comprometiendo la pureza del depósito. La tendencia a formar hidruros depende de la naturaleza del metal.

Dada la importancia de la producción de hidrógeno en la marcha del electroanálisis, estudiaremos las condiciones en que ella tiene lugar y la manera de evitarla.

Observando la tabla de los potenciales particulares, vemos que a cada metal le corresponde un potencial de depósito determinado, distinto al del hidrógeno, lo que haría suponer que es siempre posible separar los metales de sus soluciones, por vía electrolítica, sin que tenga lugar un desprendimiento muy abundante de hidrógeno. Sin embargo, esto depende de la relación entre la concentración del ión metálico y del ión hidrógeno. La fórmula de Nernst indica que el potencial de depósito de un metal es tanto mayor cuanto menor es la concentración iónica y viceversa.

Consideremos primero los metales con tensión de depósito inferior a la del hidrógeno, por ejemplo, el cobre. Al electrolizar una disolución muy diluída en Cu^{++} el potencial de depósito puede aumentar hasta alcanzar el potencial de depósito del hidrógeno, que será tanto más bajo cuanto mayor sea la concentración de los H^{+}. Así pueden desprenderse simultáneamente los dos iones sobre el electrodo y aún, si la dilución de la solución en cobre es suficientemente grande en relación a la del hidrógeno, puede ocurrir que no se deposite cobre y se desprenda sólo hidrógeno en el cátodo. Obtendremos un depósito correcto y total del cobre si partimos de una solución ácida suficientemente concentrada en Cu^{++} y con una débil concentración en H^{+}. En estas condiciones la tensión de depósito del cobre es muy baja con respecto a la del hidrógeno. Al principio de la electrolisis se depositará sólo cobre adherente, puro, de color rojo, siendo el desprendimiento de hidrógeno pequeño. Pero a medida que el metal se deposita, aumenta su potencial catódico por efecto de la disminución de la concentración iónica, de modo que al final puede alcanzarse el potencial para el cual el hidrógeno se desprende en gran abundancia impidiendo el depósito de las últimas porciones de cobre. Sin embargo, si la concentración de hidrogeniones es suficientemente débil, como lo hemos supuesto, el depósito puede ser total.

En consecuencia, los metales que tienen tensión de depósito inferior a la del hidrógeno deben electrolizarse en medio débil-

mente ácido, a fin de que sus depósitos sean cuantitativos.

Los metales cuya tensión de depósito es superior a la del hidrógeno, deben también depositarse en ciertas condiciones que aseguren una diferencia conveniente entre las tensiones de depósito de esos metales y la del hidrógeno y esto se consigue elevando mucho la tensión de desprendimiento del hidrógeno, lo que puede hacerse por dos caminos. Uno consiste en reducir considerablemente la concentración hidrogeniónica del medio, hasta hacerlo a veces, alcalino, y el otro en provocar el fenómeno de la sobretensión. Este fenómeno consiste en lo siguiente: cuando se determina la tensión de depósito del hidrógeno empleando en lugar de electrodos de platino platinado, electrodos de platino pulido, cobre, zinc, plomo o cualquier otro metal, se obtienen tensiones de depósito mayores que en el primer caso y cuyos valores dependen del metal empleado como cátodo. Esa elevación de la tensión de depósito del hidrógeno es lo que se llama sobretensión. En electroanálisis conviene provocar este fenómeno cuando se trata de dosificar los elementos con tensión de depósito superior a la del hidrógeno.

Otra manera de evitar la acción perjudicial del hidrógeno sobre los depósitos, consiste en adicionar un oxidante al electrolito. El hidrógeno que se desprende, en lugar de actuar sobre el depósito metálico, actúa sobre el oxidante reduciéndolo, lo que trae como consecuencia un descenso del potencial catódico. Este fenómeno se llama despolarización del cátodo y puede ser útil o no en electroanálisis. Lo será si se trata del depósito de metales de débil tensión de depósito. Para los otros metales el descenso del potencial catódico se opondrá a una precipitación integral del metal, razón por la cual se evitará la presencia del ácido nítrico u otros oxidantes en sus electrolitos.

Podemos disponer todavía de un tercer medio para evitar la triple acción perjudicial del hidrógeno sobre los depósitos, que consiste en regular la diferencia de potencial entre el cátodo y el líquido que lo rodea y mantenerlo constante durante todo el proceso. No se trata de mantener constante durante la electrólisis un valor fijo del potencial catódico, sino que el potencial puede variar entre el valor mínimo, necesario para que el depósito tenga lugar, y otro valor máximo, que sería aquel para el cual el hidrógeno comienza a desprenderse en abundancia. Mantenemos la corriente dentro de los límites que permitan un completo y buen depósito del metal restringiéndose la liberación de hidrógeno. La liberación de hidrógeno no se suprime totalmente, pero se restringe efectuándose a un potencial para el cual el metal tiene poca tendencia a dar hidruros.

En resumen, disponemos de tres medios para evitar la acción del hidrógeno sobre los depósitos: 1° empleo de medios de acidez conveniente; 2° adición de oxidantes al electrolito, siempre que se trate de metales de tensiones de depósito inferiores a la del hidrógeno; y 3° regulación del potencial catódico, aplicable en todos los casos.

ELECTROLISIS RAPIDA

Las débiles tensiones de depósito necesarias en los procesos corrientes de análisis, se consiguen con pequeñas intensidades de corriente, es decir, con bajas densidades de corriente. La densidad es la intensidad en amperios por unidad de superficie.

$$D = \frac{I}{S}$$

La electrólisis en estas condiciones son lentas y, por lo tanto, las operaciones largas. Podría acelerarse la precipitación aumentando la superficie del electrodo, lo que haría disminuir la resistencia que presenta el líquido al paso de la corriente. En estas condiciones se podría aumentar la intensidad de la corriente, tanto como lo permita la disminución de **r**, de manera de mantener, de acuerdo con la ley de Ohm, la diferencia de potencial conveniente.

$$e = i\,r$$

Prácticamente esto no es aplicable debido al costo elevado de los electrodos, generalmente fabricados en platino.

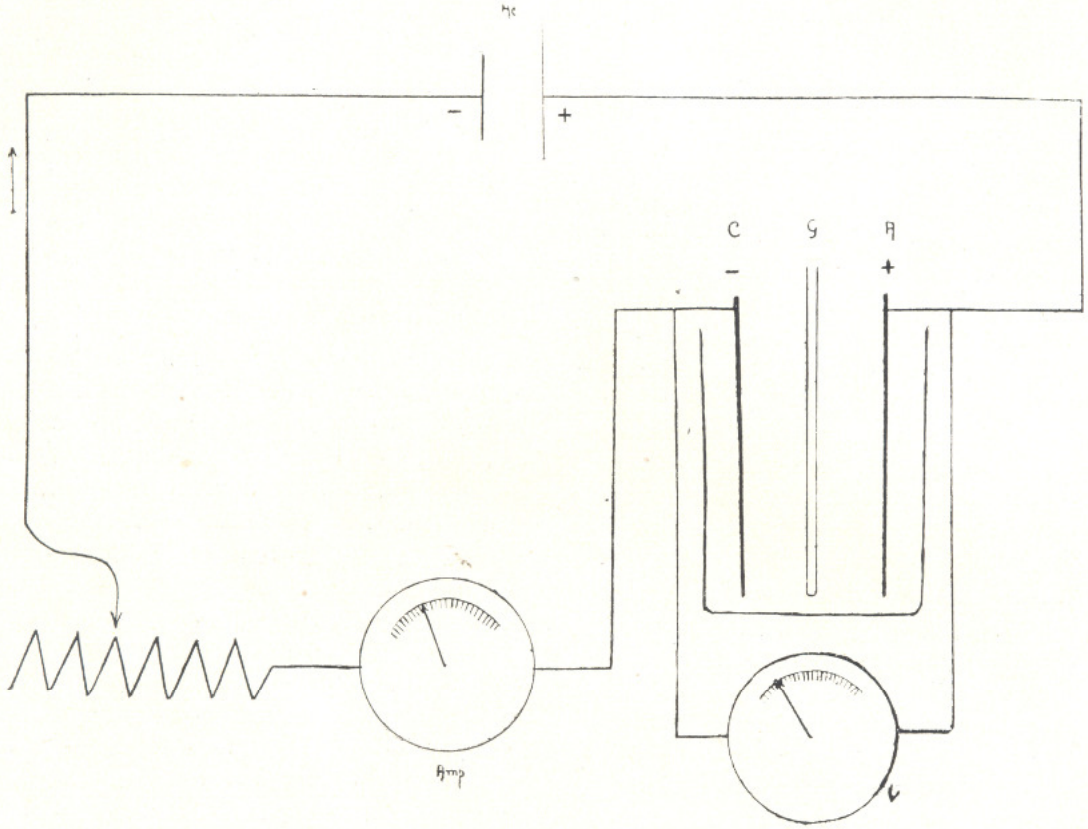
Se ha observado desde largo tiempo atrás, desde los comienzos del electroanálisis, que si se agita convenientemente el líquido, se disminuye enormemente el tiempo de duración de la electrolisis y se obtienen buenos depósitos aun con el empleo de altas intensidades de corriente. Es sabido que por consecuencia del depósito hay un empobrecimiento de iones metálicos en las vecindades del cátodo, empobrecimiento que depende de las velocidades de los iones que intervienen. La difusión hace continuo el depósito, pero no es suficiente para compensar la disminución iónica de la región catódica, es decir, que el depósito es más rápido que el transporte iónico. En estas condiciones, sólo una parte de la corriente se emplea en el depósito del metal y el resto se emplea en reacciones secundarias, como la electrolisis del agua, originando el desprendimiento de hidrógeno. Pero si se agita el líquido, el empobrecimiento iónico no se produce, ya que se acelera mecánicamente la afluencia de los iones hacia los electrodos. El electrolito permanece ho-

mogéneo y casi toda la corriente se emplea en depositar el metal. El desprendimiento de hidrógeno es mínimo en estas condiciones, aun empleando altas intensidades de corriente, y el depósito es adherente, puro y cuantitativo.

En los procesos lentos, las intensidades de corriente empleadas varían con los distintos metales y para cada metal, con los electrolitos, y sus valores oscilan entre unas décimas y un amperio. En los procesos rápidos, por simple agitación del electrolito, es posible emplear intensidades de 2, 4, 6 o más amperios.

Si al final de la electrólisis, por consecuencia del aumento del potencial catódico, tuviera lugar un desprendimiento muy abundante de hidrógeno, se evita adicionando un despolarizante o manteniendo constante el potencial catódico, según convenga.

La disposición de los aparatos en una electrólisis rápida es la misma que en una electrólisis lenta (fig. 1). Una fuente de corriente continua provee energía eléctrica a un circuito en el cual se coloca un amperímetro en serie con la vasija electrolítica. En derivación se coloca el voltímetro que indica la diferencia de potencial entre ánodo y el catodo. El único dispositivo nuevo es el agitador. La agitación se puede producir por distintos procedimientos. El más importante es el de la agitación mecánica mediante el empleo de un agitador o haciendo giratorio uno de los electrodos, generalmente el anodo. La agitación electromagnética del líquido se consigue disponiendo la vasija electrolítica en el campo de un solenoide o electroimán cuyas líneas de fuerza sean perpendiculares a la dirección de la corriente que atraviesa el electrolito. De esta manera el líquido se encuentra animado de un movimiento rotatorio. Se ha empleado la agitación del líquido por el desprendimiento de un gas, por ejemplo, el hidrógeno, que se hace llegar por un tubo al fondo de la vasija electrolítica. También se ha aprovechado para agitar el líquido, el desprendimiento de gases que se produce en el anodo y el catodo, desprendimiento que se acelera haciendo el vacío en la célula electrolítica. El método mecánico permite obtener 400, 500 o más vueltas por minuto. Con la agitación electromagnética apenas se llega a 100 vueltas por minuto. Se suele emplear el calentamiento del electrolito para acelerar un poco las electrólisis lentas. En este caso no hay una agitación propiamente dicha del líquido, pero sí una homogeneización. A más, por la elevación de temperatura disminuye la resistencia del líquido, lo que contribuye a que el depósito sea más rápido que en frío aunque no se trate de electrólisis rápida propiamente dicha.



(Fig. 1)

La técnica también es la misma del electroanalisis lento. Puesto en marcha el agitador, se hace pasar la corriente eléctrica que se regula modificando la resistencia del circuito y se prosigue la electrólisis hasta que, prácticamente, todo el metal se haya depositado, es decir, hasta que una gota de líquido no dé las reacciones químicas características del catión que se deposita. Hay

sin embargo, una pequeña diferencia y es que aquí tenemos mayor libertad para graduar la corriente.

El cálculo del tiempo de duración de los electrolisis no tiene razón de ser en los procesos lentos, donde el tiempo empleado no responde nunca al calculado, debido a que sólo una parte de la corriente interviene en el depósito del metal. Cuando se calculan minutos, se emplean horas. En las electrólisis rápidas, por el contrario, si el empleado no responde exactamente al tiempo teóricamente calculado debido a las reacciones secundarias que siempre se producen, se le aproxima mucho.

Experiencia

Vamos a hacer un depósito rápido de cobre partiendo de un trozo de cobre electrolítico que pesa 0gr.8927. Lo disolvemos en una mezcla de 2 cc. de ácido sulfúrico concentrado y 10 c.c. de ácido nítrico al medio activando la disolución por calentamiento. Diluimos a 150 cc. y electrolizamos con intensidad de 4 amperios y con agitación mecánica del líquido. El ácido nítrico actúa como despolarizante.

Siendo F el Faraday, **p** el peso del metal, **e** el equivalente químico del cobre, **i** la intensidad de la corriente, el tiempo necesario para el depósito será:

$$t = \frac{F \times p}{e \times i} = \frac{96540 \times 0.8927}{31.5 \times 4} = 11'30''$$

Prácticamente no empleamos 11 minutos y medio, sino algo más, 17 minutos, en la obtención del depósito completo del cobre.

SEPARACION POR POTENCIALES GRADUADOS

Si para depositar cada metal se necesita un potencial catódico mínimo, valor que depende del metal y su concentración, teóricamente es siempre posible, aun en electrólisis lenta, separar los distintos metales contenidos en una disolución, depositando primero el de más baja tensión de depósito elevando luego el potencial catódico y depositando el que le sigue en el orden creciente de las tensiones, y así sucesivamente. En cada caso sería necesario y suficiente mantener constante el potencial catódico conveniente a cada metal, hasta que se hubiera depositado totalmente.

Pero en electrólisis lenta no se ha generalizado la separación por potenciales graduados debido a que, prácticamente, no es posible en todos los casos depositar completamente un metal dado antes de alcanzar el potencial de depósito del metal que le sigue. Más realizable es cuando se agita el electrolito por calentamiento o por medios mecánicos. En estas condiciones es posible mantener constante, mediante su regulación, el potencial catódico. Hemos visto que no se trata de mantener constante un valor fijo del potencial catódico, sino que éste ha de mantenrse constante dentro de límites convenientes.

El circuito que se emplea para las separaciones por potenciales graduados es el mismo empleado en las electrólisis rápidas con regulación de potencial catódico (fig. 2). En estas determinaciones hay que efectuar dos operaciones: regulación de la corriente y contralor del potencial catódico.

La regulación de la corriente de modo de alcanzar la diferencia de potencial necesaria entre el ánodo y el cátodo se hace derivando los electrodos de un circuito principal conveniente. A esta diferencia de potencial entre los electrodos le corresponde un valor determinado del potencial catódico, que es el que interesa mantener constante durante la electrolisis. No interesa conocer el valor absoluto del potencial ca-

LABORATORIOS "LAVOISIER"
DURANTE Y CARRARA Quimicos Farmacéuticos
Preparados marca "DYC" y "DELTA"
CALLE BUENOS AIRES 523, bis MONTEVIDEO

tódico, sino sus variaciones a fin de compensarlas.

¿Cómo se determinan estas variaciones? Es decir, ¿cómo se controla la diferencia de potencial entre el catodo y el líquido que lo rodea? Mediante un electrodo auxiliar cualquiera que permite constituir una pila con el cátodo. La unión entre los dos polos, cátodo-líquido vecino y electrodo auxiliar, se hace con un puente que se introduce en las inmediaciones del cátodo. Las variaciones de potencial en esa pila son indicadas por un milivoltímetro. Como el potencial del electrodo auxiliar es débil y se mantiene constante, las variaciones acusadas corresponden al cátodo. Por consecuencia del depósito aumenta el potencial catódico. Para llevarlo al valor primitivo se acciona el cursor G disminuyendo la resistencia del circuito derivado.

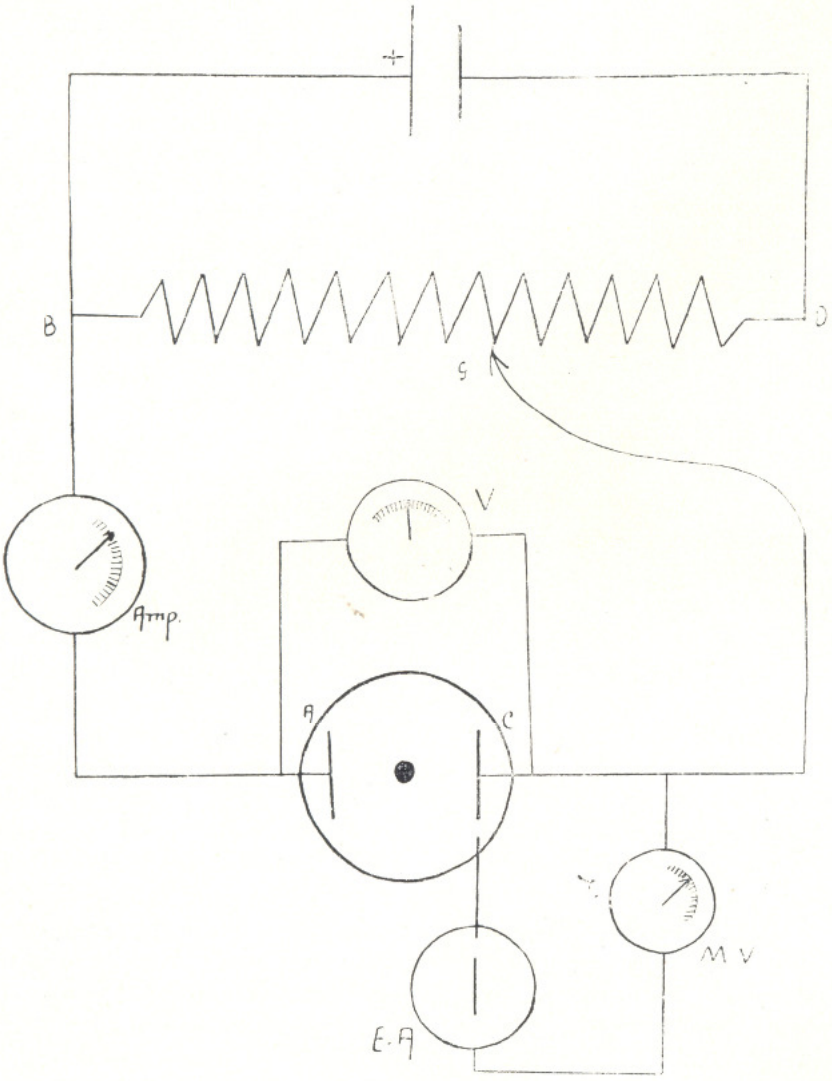
Esta diferencia de potencial entre el catodo-líquido vecino y electrodo auxiliar se denomina potencial auxiliar y es necesario determinarlo en cada caso experimentalmente. Se le fija arbitrariamente en operaciones previas y se modifica en un sentido o en otro, hasta encontrar el potencial conveniente con el cual se hace la operación definitiva.

Lassieur agrupa de la siguiente manera los metales separables por potenciales graduados:

I.— Hg, Ag.
II.— Bi, As, Cu, Sb.
III.— Pb, Sn.
IV.— Cd.
V.— Co, Ni, Zn.

Por simple regulación del potencial catódico es posible separar los metales de un grupo de los metales de otro grupo. Para separar los distintos metales de un mismo grupo, es necesario, además de la regulación del potencial catódico, darle al electrolito una composición conveniente graduando la acidez, provocando la formación de iones complejos, etc.

Este método permite realizar en pocas horas el análisis completo de aleaciones de varios metales con la supresión de operaciones largas y engorrosas, como son las filtraciones, evaporaciones, etc., que entrañan los métodos químicos.



(Fig. 2)