

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

Facultad de Química

ENSAYOS ELECTROQUIMICOS EN UNA PILA SALINA

T E S I S

Que para obtener el título de

INGENIERO QUIMICO

p r e s e n t a

ROBERTO GOMEZ ROBLEDO

México, D. F.

1973

M-165569



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

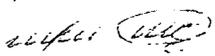
El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

JURADO ASIGNADO
ORIGINALMENTE
SEGUN EL TEMA

PRESIDENTE	Ing. Enrique Villarreal Domínguez
VOCAL	Ing. Antonio Reyes Chumacero
SECRETARIO	Ing. Carlos Castañeda
1er. SUPLENTE	Prof. Silvia Bello de Villarreal
2do. SUPLENTE	Susana F. de Castañeda

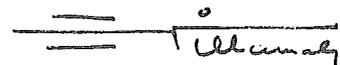
TEMA DESARROLLADO EN
La Facultad de Química

SUSTENTANTE



Roberto Gómez Robledo

ASESOR DEL TEMA



I.Q. Enrique Villarreal D.

A mis padres

con cariño y respeto

A mi abuelo Francisco
(q.e.p.d.)

A mis tíos

con agradecimiento y cariño

A mis hermanos

A G R A D E C I M I E N T O

Agradezco a todas aquellas personas que prestaron su ayuda para hacer - posible la realización de este trabajo, en especial a:

Ing. Enrique Villarreal D.

I N D I C E

	<u>Pág.</u>
INTRODUCCION	I
1. GENERALIDADES	1
1.1 Fuentes Electroquímicas de Corriente	1
1.2 Modelo de Potencial para el Sistema Metal/Ion en Solución.	5
1.3 Energía Libre del Sistema.	11
1.4 Pila a Circuito Cerrado.	15
1.5 Polarización.	17
1.6 Electrolito.	24
2. PILA SALINA DE CAMPO.	27
2.1 Esquema.	28
2.2 Descripción.	29
2.3 Reacción de la Celda.	30
2.4 Comparación con Otros Tipos Similares de Pilas.	31
2.5 Ventajas y Desventajas de la Pila Salina de Campo.	35
3. EXPERIMENTACION.	36
3.1 Despolarización por Agitación.	36
3.2 Potencia Proporcionada por la Pila Sin Despolarizante.	49
3.3 Efecto del Ion Común.	58

	<u>Pág.</u>
3.4 Efecto Salino.	66
3.5 Acido Nítrico y Sulfato de Cobre como Despolarizante.	68
3.6 Sulfato de Cobre como Despolarizante.	77
3.7 Despolarizante, Oxilita.	83
3.8 Indigo como Despolarizante.	89
3.9 Disminución del Sulfato de Amonio en el Electrolito.	92
3.10 Utilización de Arena de Mar para Inmovilizar el Electrolito.	101
CONCLUSIONES.	102
BIBLIOGRAFIA	104

I N T R O D U C C I O N

Podría decirse que la ciencia de la electroquímica comenzó con la invención de las baterías, ya que la electroquímica, así como algunas ramas de la química, física y electricidad, deben mucho de su origen al anuncio de Alejandro Volta, en 1800, de su pila voltaica y su serie de inventos. Hasta ese entonces, la electricidad era un tema poco entendido que apenas podía ser demostrado en el laboratorio como una carga estática.

Cincuenta años antes, Franklin demostró que el rayo tenía algunas de las mismas características que la carga estática, observada por primera vez por Tales de Mileto. Fue la observación de Galvani, en 1790, de la contracción espasmódica de los músculos de la pierna de una rana en contacto con un metal, lo que estimuló el interés de Volta por la electricidad.

Poco tiempo después del anuncio del descubrimiento de Volta, le siguió a esto el clásico trabajo de Faraday y Daniell que hizo tanto para establecer la relación entre la electricidad y la química, en otras palabras la electroquímica.

Durante la primera mitad del siglo XIX muchos otros investigadores intentaron mejorar este método de generar energía, ya que

esto ha inspirado extensas áreas de trabajo experimental que nunca antes habían sido factibles. Como resultado, muchas de las leyes fundamentales de la electricidad, física y química fueron establecidas en este período.

Apenas parece necesario señalar el papel que estas investigaciones iniciales han tenido en el desarrollo de muchas áreas científicas y conocimientos tecnológicos relacionados desde entonces. Es así que las baterías, y por lo tanto la electroquímica, ocupan un importante lugar en la historia de la ciencia.

En este trabajo se resume una serie de ensayos y observaciones sobre la construcción de una pila de campo salina.

Como sabemos que esta pila proporciona energía de baja potencia, las modificaciones que se hicieron en el electrolito, como agitación mecánica, efecto del ión común, cambios del despolariante, etc. y las condiciones de pureza de los electrodos, fueron con el fin de encontrar la fuerza electromotriz máxima posible que se puede obtener de la pila en esas condiciones, sin importar la elevación del costo de la pila, para después ensayarse con despolariantes baratos y fáciles de obtener y aprovechar de manera adecuada su energía.

1. GENERALIDADES

La electroquímica es la disciplina científica que es estudia las interacciones entre las corrientes eléctricas y los sistemas químicos.

La electroquímica en la actualidad ofrece un gran campo para la innovación de sistemas generadores de corriente eléctrica, así como para sistemas químicos en las que se pueda introducir energía eléctrica para generar cambios dentro de tal sistema, es decir, provocar la electrólisis con voltajes superiores al de descomposición.

En ambos fenómenos, resultantes de la interacción corriente eléctrica-sistema químico, se presentan reacciones de óxido-reducción.

1.1 Fuentes Electroquímicas de Corriente.

Una fuente electroquímica de corrientes es un sistema electroquímico que, de manera espontánea o inducida, produce la suficiente energía como para ser aprovechada.

Una pila o celda puede definirse como la concepción - física de un sistema espontáneo completo de óxido-reducción.

Esto significa que es el acoplamiento de dos sistemas metal-ion metálico, denominados electrodos o medias celdas, en las que en uno hay oxidación, en tanto que en el otro hay reducción.

El Equilibrio Metal-Ion.

Cuando un metal se encuentra en contacto con sus propios iones, se rodea de una película (doble capa de Helmholtz) de estos iones orientados (contra iones) y cuyo espesor es del orden de una micra (10^{-4} cm), aproximadamente. (Fig. 1).

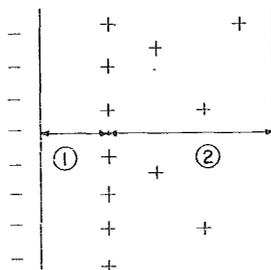
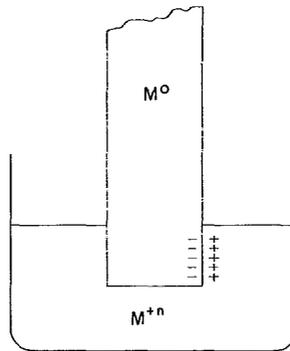


Fig. 1

Este fenómeno está relacionado con las manifestaciones externas simultáneas:

- a) El establecimiento de un equilibrio de óxido-reducción, y
- b) El surgimiento de un potencial eléctrico en el electrodo, es decir, en el sistema (M^0/M^{+n}) metal-ión metálico.

Fenómenos de Oxido-Reducción:

Los fenómenos de óxido-reducción en la interfase metal-solución, están determinados por la relación entre la tendencia del metal (M^0) a disolverse, es decir, a pasar a

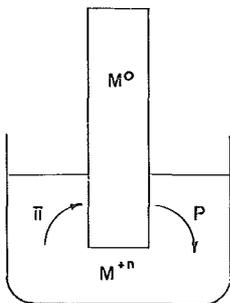


Fig. 2

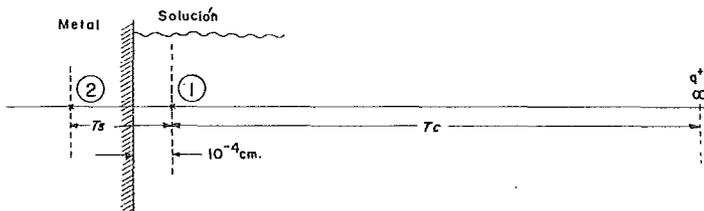
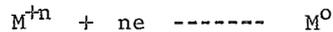


Fig. 3

la forma iónica (M^{+n}), llamada presión electrolítica de - solución P y la tendencia de los iones (M^{+n}) a pasar a M^0 , tendencia denominada presión osmótica $\bar{\pi}$; de modo que, si $P > \bar{\pi}$ habrá oxidación:



y si $P < \bar{\pi}$ habrá reducción



Ahora bien, como esto implica en cualquier caso una "tensión" electrónica por la naturaleza de los fenómenos expuestos, se dá lugar a la generación de un potencial de electrodo, con las siguientes características (Fig. 2).

Si se considera el potencial E de una carga positiva q^+ , por ejemplo en el punto (1) Fig. 3, situado precisamente en donde se estima el límite de la "doble capa" (10^{-4} cm de la interfase), su valor estará dado por la definición misma de potencial eléctrico y que en estas condiciones, se le denominará potencial externo E_e :

$$E_e = \lim_{q \rightarrow 0} \frac{TE}{q^+}$$

Donde T_e = trabajo necesario para traer a q^+ del infinito al punto (1).

Cuando se trata del punto (2), un punto dentro del metal, la carga q^+ adquirirá, ya en la fase metálica, un potencial interno E_i , sólo que para llevar a q^+ a ese punto, desde (1), es necesario atravesar la doble capa de la interfase, realizando para ello un trabajo de superficie que corresponde a un potencial de superficie E_s . En estas condiciones es clara la relación existente entre estos potenciales:

$$E_i = E_s + E_e$$

De manera que, cuando se hable, por ejemplo, de diferencias de potencial en sistemas de óxido-reducción (pilas), deberá entenderse que se trata de diferencias entre potenciales internos de electrodo E_i , aun cuando en adelante sólo se use E para representarlos.

1.2 Modelo de Potencial para el Sistema Metal/Ion en Solución.

Para el caso supóngase una reducción del tipo:



Para la que $\bar{\pi} > P$, pero en el entendido de que $\bar{\pi} - P = dP$ lo que implica que el fenómeno es termodinámicamente reversible. De cualquier manera, si hay reducción, se manifestarán dos fenómenos asociados que lo determinan:

- a) Un "flujo" de iones, desde la solución hasta la interfase, y en consecuencia, el desarrollo de un trabajo osmótico.
- b) Un "flujo" de carga eléctrica asociada a los iones en flujo, con lo cual se realiza un trabajo eléctrico.

Con la circunstancia de que ambos trabajos no son sino dos aspectos del mismo fenómeno y por tanto, $T_e = T_o$.

Ahora bien, si se toma como base una mol, el trabajo eléctrico queda definido por:

$$T_e = \text{carga} \times \text{diferencia de potencial}$$

$$T_o = nF \times E_i$$

donde, n = valencia del metal en reducción. Número de electrones por molécula para la reducción. Número de equivalentes químicos por mol.

$F = 96,500$ coulombs/equivalente, para la reducción

E_i = Potencial interno de electrodo, cuando hay re
ducción E_{red} .

Por su parte, desde el punto de vista de la solución cuando ésta es una solución diluida, su comportamiento es semejante al de los gases, por lo cual es aceptable el criterio de Van't Hoff de utilizar para el caso, los modelos gaseosos clásicos, conscientes de que esta suposición implica, por lo tanto, partir de un modelo bastante irreal, lo que requerirá ajustar matemáticamente la expresión final del modelo al que se pretende llegar, resultando válidas para las expresiones:

$$PV' = nRT \quad \text{ó} \quad PV = RT$$

$$y \quad dt = V.dp$$

esta última, para un trabajo de tipo PV, a volumen constante, que en nuestro caso corresponde al trabajo osmótico T_o de la solución. En tales condiciones,

$$dT_o = V.dp$$

Tomando en cuenta que $dp = \bar{\pi} - P$, causa de la reducción.

Así pues, de acuerdo con lo supuesto,

$$dT_o = RT \frac{dp}{P}$$

que al integrarse, resulta:

$$T_o = RT \int_P^{\bar{\pi}} dp/p = RT \ln \frac{\bar{\pi}}{P}$$

Ahora, en virtud de que $T_e = T_o$

$$nFE_i = RT \ln \frac{\bar{\pi}}{P}$$

o de otra manera,

$$E_{red.} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{\bar{\pi}}{P}$$

en donde, si se recuerda que la presión osmótica depende de la concentración, entonces, $\bar{\pi} = k [M^{+n}]$ y en consecuencia,

$$E_{red.} = \frac{RT}{nF} \ln \frac{k}{P} + \frac{RT}{nF} \ln [M^{+n}]$$

Expresión en la cual, el primer término del segundo miembro, representa un valor constante que depende de propiedades fijas para cada sistema metal-ion metálico, en solución. Este término, se representa por la letra E° , se le llama potencial standard de reducción, y se le determina experimentalmente, para cada metal y para cada solvente, a una determinada temperatura. Así, pues, se tiene,

$$E_{\text{red.}} = E_{\text{red.}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln [M^{+n}]$$

o bien, como es más común,

$$E_{M^{+n}, M^{\circ}} = E_{M^{+n}, M^{\circ}}^{\circ} + 2.3 \frac{RT}{nF} \log [M^{+n}]$$

que, para soluciones muy diluídas, es la forma más sencilla del modelo de Nernst.

Ahora bien, como para el caso de soluciones de cierta concentración al comparar el valor de $E_{M^{+n}, M^{\circ}}$ calculado con el valor experimental resulta una diferencia, es necesario ajustar el modelo de potencial de electrodo a la realidad, para lo cual se introduce un factor que multiplica a la concentración y que se denomina coeficiente de actividad γ , dando como resultado la actividad iónica.

Esto es:

Actividad iónica = coeficiente de actividad x concentración

$$a_{M^{+n}} = \gamma [M^{+n}]$$

y en consecuencia,

$$E_{M^{+n}, M^0} = E_{M^{+n}, M^0}^0 + 2.3 \frac{RT}{nF} \log a_{M^{+n}}$$

en donde, a 25°C,

$$\begin{aligned} 2.3 \frac{RT}{nF} &= 2.3 \times \frac{8.3 \text{ joules} \times 298^{\circ}\text{K}}{n \frac{\text{eq}}{\text{mol}} \times \text{mol} \times ^{\circ}\text{K} \times 9.65 \times 10^4 \frac{\text{coulombs}}{\text{eq.}}} \\ &= \frac{0.0591}{n} \end{aligned}$$

es decir:

$$E_{M^{+n}, M^0} = E_{M^{+n}, M^0}^0 + \frac{0.0591}{n} \log a_{M^{+n}}$$

1.3 Energía Libre del Sistema.

Es un sistema electroquímico. Para que puedan llevarse a cabo los fenómenos de óxido-reducción, es indispensable que se ponga en juego la energía libre correspondiente (Fig. 4).

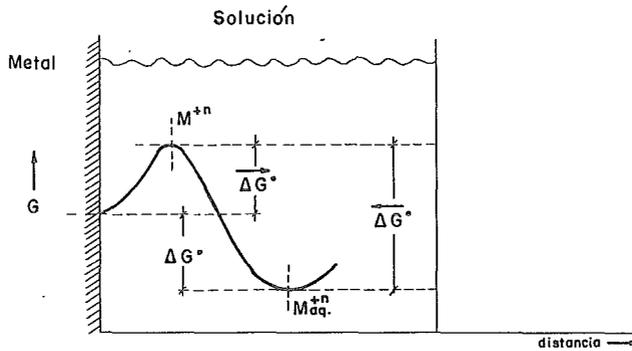


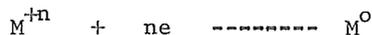
Fig. 4

Cuando se trata de un elemento metálico en su estado basal M^0 , éste tiene una energía libre (química) G , pero cuando adquiere su forma iónica M^{+n} , es decir, cuando está "cargado" eléctricamente, posee una energía adicional, una energía eléctrica $\epsilon_{\epsilon} = E_i \times Q$, lo que incrementa su energía aprovechable. La energía libre que en estas condiciones tiene, está dada por:

$$G_{\epsilon} = G + \epsilon_{\epsilon}$$

y se denomina energía libre electroquímica G_z

Ahora bien, la energía libre G de un elemento al estado metálico M^0 , no es suficiente para pasar de manera espontánea a la forma iónica solvatada M_{aq}^{+n} que es como se encuentran los iones metálicos en solución y, en consecuencia, se requiere de una energía de activación ΔG^{\rightarrow} para llevar al elemento M^0 hasta M^{+n} (oxidación) y ponerlo en condiciones que se solvate espontáneamente, con la consiguiente disminución de energía ΔG^{\leftarrow} de activación, que incluye el abatimiento de la misma ΔG^{\rightarrow} de activación y la pérdida de energía libre química ΔG de la especie, en este caso oxidada. En el proceso contrario, de reducción, habrá que proporcionar a M_{aq}^{+n} la energía de activación ΔG^{\leftarrow} para que con ello se lleve a cabo la reacción electroquímica correspondiente.



Observando la termodinámica del proceso, se podrá hacer el siguiente análisis, usando la terminología usual en termodinámica:

- G = energía libre del sistema
- H = entalpia del sistema
- S = entropia del sistema
- P = presión
- T = temperatura
- E = energía interna del sistema
- dq = cantidad diferencial de calor
- dw = cantidad diferencial de trabajo

Sabemos que:

$$G = H - TS \text{ ----- (1)}$$

$$H = E + PV \text{ ----- (2)}$$

sustituyendo H en (1)

$$G = E + PV - TS \text{ ----- (3)}$$

diferenciando: la ecuación (3)

$$dG = dE + PdV + VdP - TdS - SdT \text{ ---- (4)}$$

1ª ley de la termodinámica

$$dE = dq - dw$$

$$dw = PdV$$

$$dE = dq - PdV$$

sustituyendo en la ecuación (4)

$$dG = dq + PdV - PdV + VdP - Tds - SdT$$

$$dG = dq + VdP - Tds - SdT \text{ ----- (5)}$$

Segunda Ley de la termodinámica:

$$dq = Tds$$

sustituyendo en la ecuación (5)

$$dG = Tds + VdP - Tds - SdT$$

$$dG = VdP - SdT$$

a temperatura constante:

$$dG = VdP$$

recordando, en la deducción de potencial de electrodo, que

$$d(T_o) = VdP = \text{diferencial de trabajo osmótico}$$

sustituyendo:

$$dG = d(T_o)$$

en el sistema reversible, $T_e = T_o$

Esto es, el trabajo eléctrico es hecho a expensas de la energía libre del sistema.

1.4 Pila a Circuito Cerrado.

La celda electroquímica generadora de corriente eléctrica consta de dos medias celdas o electrodos en contacto, ambos electrodos en sus respectivos estados de equilibrio.

En el caso deseado, que un electrodo tenga un potencial de valor diferente al del potencial del otro electrodo, tal diferencia es la F_{em} (fuerza electromotriz) de la celda. Cuanto mayor sea la diferencia de potencial entre los electrodos, tanto mayor será la fuerza electromotriz generada.

Al conectar ambos electrodos en sus partes metálicas, mediante un circuito externo, tiende a romperse el estado de equilibrio imperante en cada uno de los electrodos.

De acuerdo con el principio de Le Chateliér, que expresa la tendencia de un sistema a conservar el equilibrio, anulando o amortiguando la fuerza desequilibradora, hay el siguiente fenómeno al cerrarse el circuito en la celda:

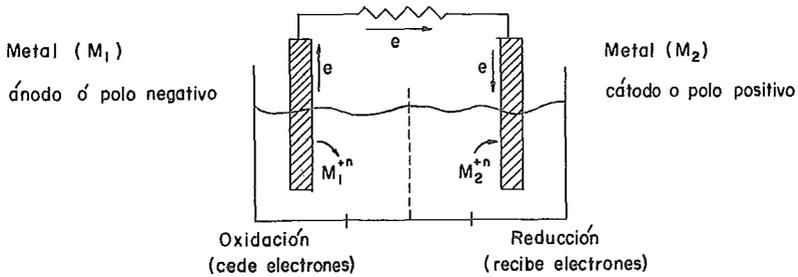


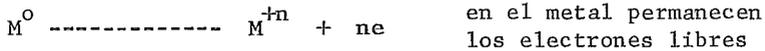
Figura 5

El ánodo o polo positivo manda electrones al cátodo o polo positivo, a través del circuito metálico externo. Lo hace así, porque el ánodo tiene mayor carga negativa -- (en suparticular estado de equilibrio) que el cátodo.

Al suceder esto, el ánodo tiende a disminuir su carga neta negativa y en el cátodo hay la tendencia de aumentarla, es decir, hay una tendencia a igualar los potenciales.

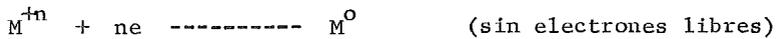
Debido a la tendencia a mantener el potencial de equilibrio, en el ánodo se presenta el fenómeno de oxidación -- que tiende a regenerar los electrones emitidos.

Oxidación en el ánodo:



En el cátodo se presenta el fenómeno opuesto, de reducción, aunque obedeciendo la misma tendencia a mantener el potencial de equilibrio catódico, tratando de anular - los electrones libres que le llegan del ánodo:

Reducción en el cátodo:



Es decir, mientras se use la pila como fuente de corriente eléctrica, habrá oxidación en el ánodo y reducción en el cátodo.

1.5 Polarización.

La mayoría de los factores que influyen en la proporción de descarga de una pila, están ordinariamente agrupados en un término que se conoce como polarización. Este término inclusivo cubre todas las pérdidas de voltaje dentro de la pila. Es posible aislar un número de estos factores y obtener así un conocimiento interno de los que son

importantes para el control de la reacción de todo el elec
trodo. Esto incluye la resistencia del electrolito, el ma
terial activo y la rejilla de soporte; la concentración de
polarización resultante de los reactivos y los productos
de la reacción del electrodo; y la proporción de la reac-
ción total electroquímica, que depende de un término más
bien nebuloso que se conoce como la energía de activación
de la reacción. Es posible reducir los efectos de resisten
cia por una modificación física. Por otra parte, la ener-
gía de activación es básica para la iniciación de una reac
ción determinada y depende de la cantidad de energía requ
rida para pasar un electrón a través de la doble capa, es-
tablecida entre el electrodo y sus iones en solución. Si
la energía de activación es alta, la cinética de la reac-
ción es muy limitada y la reacción probablemente no es ade
cuada para usarse en una batería práctica.

Existen tres tipos generales de polarización:

1. Polarización por acumulación de cargas.

Se presenta cuando, cerrando el circuito, el cam
po eléctrico creado por el sistema electrodo in-
duce una velocidad de difusión iónica mayor que
la velocidad de reacción química de óxido-reduc-

ción, causando entonces una acumulación de cargas en las cercanías de los electrodos que crea una fuerza contraelectromotriz que abate la Fem. de la celda.

Este fenómeno se presenta con frecuencia aun en el caso de resistencias eléctricas externas relativamente altas.

2. Polarización por transferencia.

Es causada por el hecho de que las reacciones - químicas en los dos electrodos tienen una velocidad particularmente limitada para ciertos procesos, tales como desprendimiento de gases, formación de substancias insolubles, etc.

En tales casos, se origina en la interfase una resistencia eléctrica, R_p , que dá lugar a un --- marcado abatimiento de la fuerza electromotriz de la pila.

Tal tipo de polarización se incrementa considerablemente en cuanto se disminuye la resistencia externa.

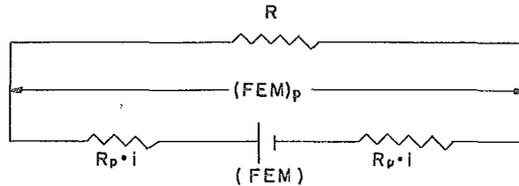
si $(FEM)_p = FEM$ a circuito cerrado

si $(FEM) = FEM$ a circuito abierto

si $R_p =$ resistencia eléctrica en la interfase,
entonces la polarización de este tipo se
puede representar así:

$$(FEM)_p = FEM - i \sum R_p$$

Un circuito representativo es el siguiente:



3. Polarización por activación.

Si por algún motivo aplicamos a la pila una corriente desde afuera (caso de los acumuladores o pilas secundarias), el voltaje impreso puede

oponerse a la Fem natural de la pila y causar el abatimiento (irreversibilidad).

Sin embargo, cualquiera que sea el tipo de polarización, se produce un abatimiento de la fuerza electromotriz a circuito abierto. Esto es,

$$(FEM)_p = (FEM) - \Delta FEM$$

$$\text{Como } FEM = E_{red} - E_{ox}$$

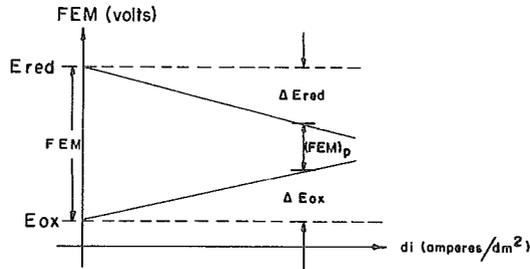
$$\text{entonces } FEM = - \Delta E_{red} + \Delta E_{ox}$$

esto es, la polarización abate la FEM de la pila, debido a que tiende a igualar los potenciales.

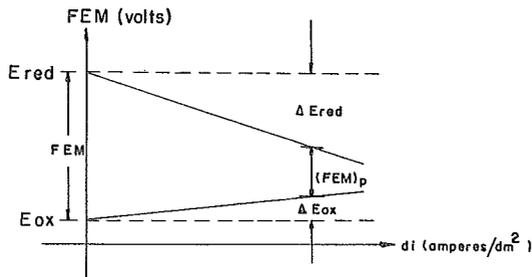
La polarización se manifiesta en la interfase, por lo que su magnitud dependerá de la superficie del electrodo -- que recibe la corriente, de manera que al estudiar este fenómeno de polarización, consideramos la densidad de corriente (i).

$$i = \frac{\text{intensidad de corriente (amperes)}}{\text{área sumergida del electrodo (dm}^2\text{)}}$$

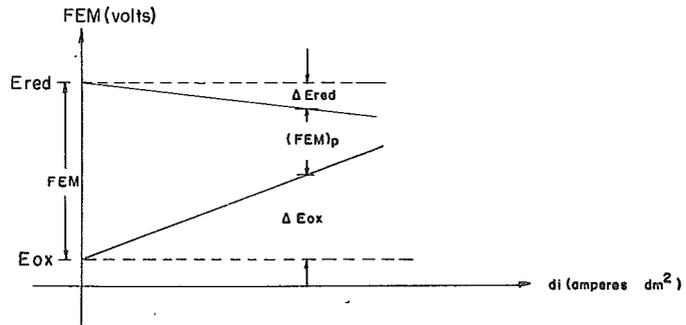
Se han hecho curvas de polarización; una forma esquemática es la siguiente, en la que vemos claramente que, conforme aumentamos la densidad de corriente (i_d), por abatimiento de la resistencia externa, para la misma área sumergida de electrodo, se va manifestando más y más la polarización, ya que van violentándose cada vez más las reacciones en los electrodos.



ΔE_{red} y ΔE_{ox} no tienen que ser numéricamente iguales, pues podemos tener (esquemático):

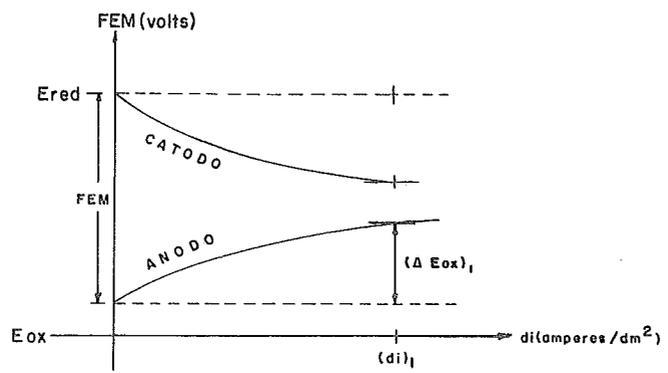


polarización con control catódico



Polarización con control anódico

En la realidad, las gráficas de polarización son curvas (diagramas de Evans):



Para tales curvas, es válida la ecuación de Taffel:

$$E = a + b \ln (di)$$

Ejemplo, punto 1:

$$E_{\text{ox}} = a + b \ln (di)$$

En el punto 1 habrá una pendiente de grado de polarización de:

$$\text{grado de polarización} = \frac{dE_{\text{ox}}}{d(di)}$$

1.6 Electrolito.

El electrolito de la batería es un conductor iónico que lleva corriente por medio de iones dentro de la batería. No debe ser un conductor electrónico o actuará como un corto interno entre las placas de la batería. Además, debe ser químicamente estable en contacto con los electrodos. Cualquier medio que llene estos requisitos puede usarse como electrolito de batería. La mayoría de las celdas comerciales contienen soluciones acuosas de electrolitos fuertes, como el H_2SO_4 concentrado o KOH, para proporcionar corrientes altas.

Excepto por una desviación afortunada de la naturaleza, el agua de todas las baterías que utilizan un electrolito acuoso con voltajes superiores a 1.23v teóricamente se descompondría en hidrógeno y oxígeno. Así, que los electrodos en una batería, que utiliza un electrolito acuoso debe tener sobre cargas de hidrógeno y oxígeno que sean lo suficientemente altas para evitar la descomposición del agua. Esto quiere decir que no pueden usarse directamente varios materiales de electrodos con altos potenciales. Por ejemplo, los metales alcalinos que no pueden usarse en general porque sus bajos sobrevoltajes de hidrógeno provocan una reacción espontánea con el agua para producir hidrógeno. En algunos casos, sin embargo, es posible utilizar una amalgama para elevar el sobrevoltaje de hidrógeno de estos materiales anódicos. El sobrevoltaje tiene un papel mucho más importante en la recarga de acumuladores, puesto que debe usarse un potencial más alto que el circuito abierto que eleva la posibilidad de producir hidrógeno y oxígeno, sacrificando la recarga del material del electrodo.

La solubilidad de los reactivos y productos de ambos electrodos, es un factor muy importante. Deben ser únicamente lo suficientemente solubles para proporcionar suficientes iones para mantener un promedio satisfactorio de reacción.

Si alguno de los reactivos o productos son demasiado solubles, el material del electrodo puede disolverse en el electrolito, y en el caso de un acumulador, la re distribución durante la carga puede no ser uniforme sobre las placas. Este factor no es tan importante en ba terías simples, aunque en algunos casos un aumento de so lubilidad puede aumentar la reacción retirando los pro ductos de la cercanía de los electrodos. En una batería en buen estado, hay ordinariamente un margen relativamen te reducido de baja solubilidad, que permitirá la mejor utilización del material del electrodo.

El electrolito debe ser un buen conductor para evi tar una caída de voltaje apreciable dentro de la batería durante la descarga. Esto quiere decir que las baterías que se destinan a altos márgenes de descarga deben tener un ácido o una base fuerte. Si no se requieren altos -- márgenes, es posible usar algunas veces una solución sa lada o aun un electrolito que ha sido inmovilizado como un gel.

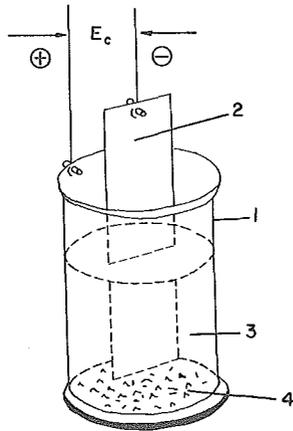
Se ha producido también un número de baterías utilizando agua de mar como electrolito, y en algunos casos, los productos de las reacciones de los electrodos se uti lizan para dar conductividad al agua.

2. PILA SALINA DE CAMPO.

Este tipo de pila fue patentado por el Ing. Enrique Villarreal, con miras a proporcionar energía en los medios rurales a un costo bastante reducido, en base al material que interviene en su fabricación, ya que está constituida por un recipiente de fierro (o fierro estañado), como puede ser una lata de conservas, que actúa como cátodo y una pieza de zinc -- amalgamado para protegerse de la autocorrosión (pilas internas) que actúa como ánodo.

Como electrolito se utiliza una solución saturada de una mezcla de partes iguales en peso de NaCl y $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ y como despolarizante sulfato de cobre. Haciendo notar el hecho de que en el campo, el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es el fertilizante más común, y el CuSO_4 (vitriolo azul) es, en solución, uno de los fungicidas más poderosos, lo que significa que ambos productos, como la sal común (NaCl), se pueden conseguir aun en las poblaciones relativamente pequeñas de las regiones agrícolas.

2.1 Esquema .



(1) Polo positivo

Recipiente cilíndrico de fierro

(2) Polo negativo

Barra rectangular de zinc

(3) Electrolito

Solución de sulfato de amonio y cloruro de sodio

(4) Despoliarizante

Cristales de sulfato de cobre

2.2 Descripción

(1) Cátodo o Polo Písitivo.

Se utiliza un recipiente cilíndrico sin tapas, de acero inoxidable, con dimensiones de 10 cm de altura, 7 cm de diámetro y 1 mm de espesor.

(2) Anodo o Polo Negativo.

Barra de zinc de 99% de pureza (zinc alto grado); se le dá la forma de placas rectangulares de 10 cm de largo x 2 cm de ancho y un espesor de 1 mm.

(3) Electrolito.

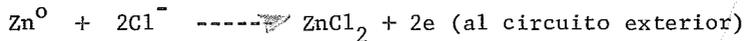
Debido a la estequiometría de la reacción, se utiliza una solución concentrada 1 normal, es decir, se toman dos moles de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (sulfato de amonio) y una mol de NaCl (cloruro de sodio), aforándola a un litro. Tomándose esta solución como --- 100%, ya que se hicieron diferentes concentraciones de electrolito.

(4) Despolarizante.

En la patente original de esta pila, se utiliza sulfato de cobre como despolarizante; en este trabajo se pretende encontrar otro despolarizante que eleve más la fuerza electromotriz de la pila y que reuna las condiciones de ser barato y fácil de conseguir.

2.3 Reacción de la Celda.

Una vez cerrado el circuito, el zinc del ánodo pasa a su forma iónica de manera espontánea:



En tanto que en el cátodo:



del circuito exterior



2.4 Comparación con Otros Tipos Similares de Pilas.

Existen en la literatura otros tipos similares de pilas, cuya diferencia consiste en el electrolito y en el despolarizante, permaneciendo iguales los electrodos; así tenemos, por ejemplo, las siguientes pilas:

BORCHERS o elemento hierro - zinc

Es de construcción sencilla; el vaso o recipiente exterior es un tubo de hierro forjado, tapado por un lado y por el otro se aísla con ebonita y caucho, el polo negativo se introduce a través de este aislante, siendo una barra de zinc. El electrolito es una solución de sosa cáustica, nitrato de potasio y el cloruro de sodio. Apareció en el siglo pasado.

El sistema electroquímico es:

(+) Fe / NaOH, NaNO₃, NaCl / Zn (-)

G O R D O N :

Consiste en un vaso de vidrio o cualquier otro material esmaltado con una cubierta del mismo material, de estaño o de fibra de vidrio comprimida. Un cilindro perforado, de hoja de lata, se suspende con un alambre grueso de fierro del centro de la tapa; este cilindro se llena con óxido negro de cobre. Sobre la superficie exterior del cilindro, a iguales distancias se encuentran asidos tres tirantes en forma de "L" hechos de porcelana, las cuales sostienen un pesado anillo de zinc y al mismo tiempo lo aislaban del cilindro de estaño. El electrolito es una solución de sosa cáustica y la superficie de la celda se recubría de una capa oleoso de parafina pesada, que impedía el derrame y evaporación de la solución. Con uso normal, estas pilas podían durar hsta 6 meses antes de requerir renovación. Se usó en señales de trenes, de bomberos, etc. Estaba diseñada para trabajar en circuito cerrado, pero se comportaba bien cuando no se usaba. El sistema electroquímico es:

(+) Fe / CuO, NaOH / Za (-)

LALANDE Y CHAPERON

Lalande y Chaperon se unieron para fabricar una pila en la que el electrolito era una solución de potasa cáustica al 30% - 40%. El polo positivo ^{Catód} lo constituía una lámina de fierro o de cobre, ^(Cátodo) con teniendo óxido de cobre como despolarizador. El zinc se oxida a expensas del hidrato de potasa; el zinc se encuentra en forma de espiral con el objeto de aumentar la superficie. Al oxidarse éste, se -- produce hidrógeno, que al reaccionar con el óxido de cobre forma agua, el óxido de zinc formado se -- combina también con la potasa para dar zincato de potasio.

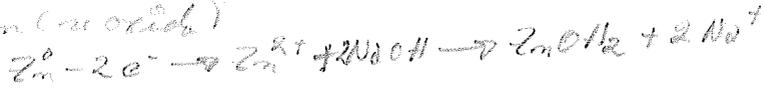
Aunque se pueden conseguir grandes intensidades, como es el caso de la pila mostrada arriba, su fuerza electromotriz es baja 0.85 volts.

Existen otras formas que Lelande sacó al mercado con el objeto de proporcionar ya fuera mayor -- energía, como la ya mencionada, o modelos como los que se muestran abajo, donde el sistema está cerrado herméticamente. En ellos el recipiente es de fierro que sirve al mismo de electrodo positivo. Estas pilas datan de 1881.

Electrodos: (+) (Fe ó Cu), CuO / NaOH / Zn (-)

Electrolito: Solución de jilosa comestiva al 30-40%
de peso, CuO

Zn (en óxido)



Ver F.E.M del Fe, Cu, Zn



2.5 Ventajas y Desventajas de la Pila Salina de Campo.

Esta pila se diseñó pensando en la posibilidad de ser utilizada en el campo; una de las principales ventajas es su bajo costo y la relativa facilidad de fabricarse.

Teniendo en cuenta que el precio de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es de 1.25 \$/Kg., el de NaCl es de 0.40 \$/Kg. y el del CuSO_4 es de 9.00 \$/Kg., un costo aproximado para cada pila es de \$0.20.

Sus desventajas es producir energía eléctrica, en un tiempo más o menos reducido, eliminándose este problema con la reposición de electrolito y despolarizante; de tener el inconveniente de no ser fácilmente transportable, el electrolito está en solución, es decir, no está inmovilizado mediante una pasta aglutinante, ya que ésta produciría una resistencia interna considerable y la FEM de la pila se vería disminuída.

3. EXPERIMENTACION

3.1 Despolarización por Agitación.

Sabemos que hay un tipo de polarización por acumulación de cargas que se presenta cuando cerrado el circuito, el campo eléctrico creado por el sistema induce una velocidad de reacción química de óxido-reducción, causando una acumulación de cargas en las cercanías de los electrodos -- que crea una fuerza contra electromotriz que abate la FEM de la pila.

La finalidad de este ensayo es observar el efecto que produce la agitación como un agente despolarizante y al -- mismo tiempo encontrar la concentración adecuada del electrolito, variando las proporciones de las substancias que integran dicho electrolito.

Así, a la vez que se obtienen valores para la pila -- con agitación, comparada con otra pila, en las mismas condiciones pero sin agitación, se encuentran las condiciones de concentración óptimas para el electrolito.

Constitución del Electrolito.

De acuerdo a la estequiometría de la reacción, se necesitan dos moles de cloruro de sodio (NaCl) por cada mol de sulfato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, estableciéndose arbitrariamente a estas can-tidades, aforadas a un litro, un porcentaje de cien, disminuyendo el porcentaje conforme disminuyen las cantidades de cloruro de sodio y de sulfato de amonio, como se muestra en la Tabla 1.

TABLA 1

CONCENTRACION DE ELECTROLITO

NaCl (gr.)	(NH ₄) ₂ So ₄ (gr.)	Total (gr.)	Mezcla Equimolar por litro (%)
116.88	132.00	248.88	100
105.192	118.9	223.39	90
93.504	105.716	199.104	80
81.816	92.491	174.216	70
70.128	79.28	149.328	60
58.440	66.00	124.44	50
46.752	52.856	99.552	40
35.064	39.6	74.664	30
23.376	26.428	49.776	20
11.688	13.214	24.888	10

Na = 22.9898

Cl = 35.453

NaCl = 58.4428

58.4428 x 2 = 116.8856

N = 14.0067 x 2

S = 32.064

O = 15.9994 x 4

H = 1.008 x 8

132.1396

NH₄ 2 So₄ = 132.1396

Molaridad = moles de soluto/litro de solución

49.9 sr

Descripción del Aparato.

Consiste en un cilindro de acero inoxidable (cátodo), que embona perfectamente en un recipiente de vidrio, en cuyo interior se encuentra el electrolito, la placa de zinc, unida a un motor por medio de un vástago de madera, se coloca en el centro del recipiente de acero, funcionando así la placa de zinc como ánodo y como agitador, Fig. 6.

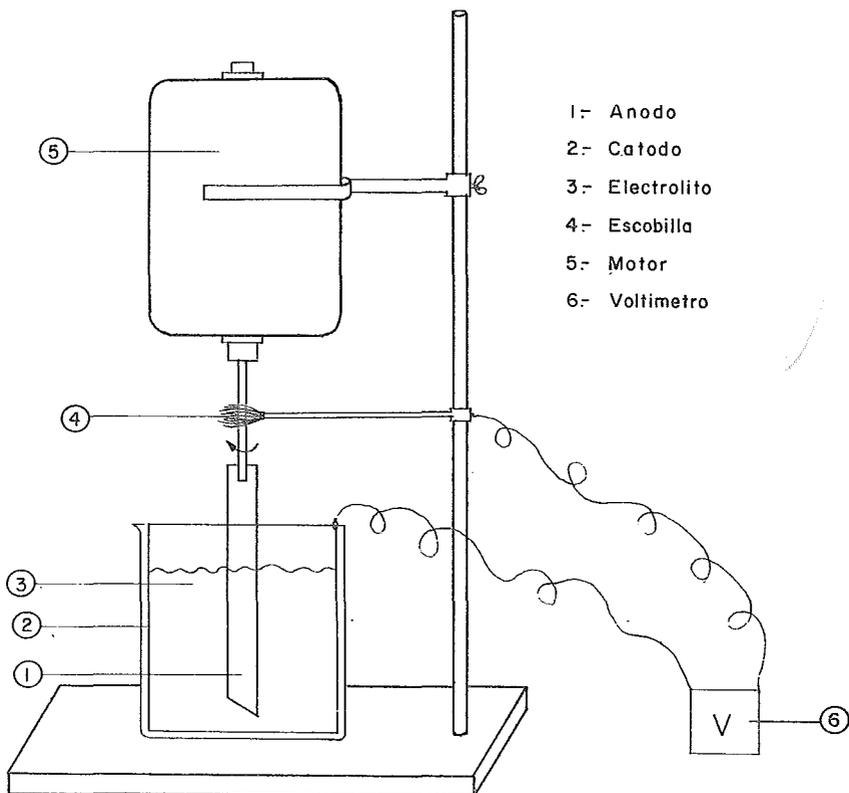


FIGURA Nº 6

Se conectan los electrodos de la pila a un voltímetro, obteniéndose los siguientes resultados, comparados con una pila en las mismas condiciones pero sin agitación.

Estas experiencias se realizaron a diferentes concentraciones de electrolito, repitiéndose en cada caso para obtener una media promedio de cada una de las soluciones.

TABLA No. 2

ELECTROLITO 10%

DESPOLARIZACION POR AGITACION

Tiempo Min.	A	B	Tiempo Min.	A ₁	B ₁	Tiempo Min.	A ₂	B ₂	Tiempo Min.	A ₃	B ₃
5	0.95	0.75	65	0.90	0.65	125	0.72	0.60	185	0.65	0.60
10	0.90	0.70	70	0.89	0.65	130	0.72	0.60	190	0.65	0.60
15	0.88	0.70	75	0.88	0.63	135	0.72	0.60	195	0.65	0.60
20	0.88	0.70	80	0.84	0.63	140	0.70	0.60	200	0.65	0.60
25	0.88	0.68	85	0.82	0.65	145	0.70	0.60	205	0.65	0.60
30	0.88	0.68	90	0.80	0.64	150	0.66	0.60	210	0.65	0.60
35	0.89	0.66	95	0.80	0.64	155	0.65	0.60			
40	0.90	0.65	100	0.80	0.64	160	0.65	0.60			
45	0.90	0.65	105	0.80	0.64	165	0.65	0.60			
50	0.90	0.65	110	0.80	0.64	170	0.68	0.60			
55	0.90	0.65	115	0.80	0.64	175	0.68	0.60			
60	0.90	0.65	120	0.80	0.64	180	0.66	0.60			

A = Pila con agitación

B = Pila sin agitación

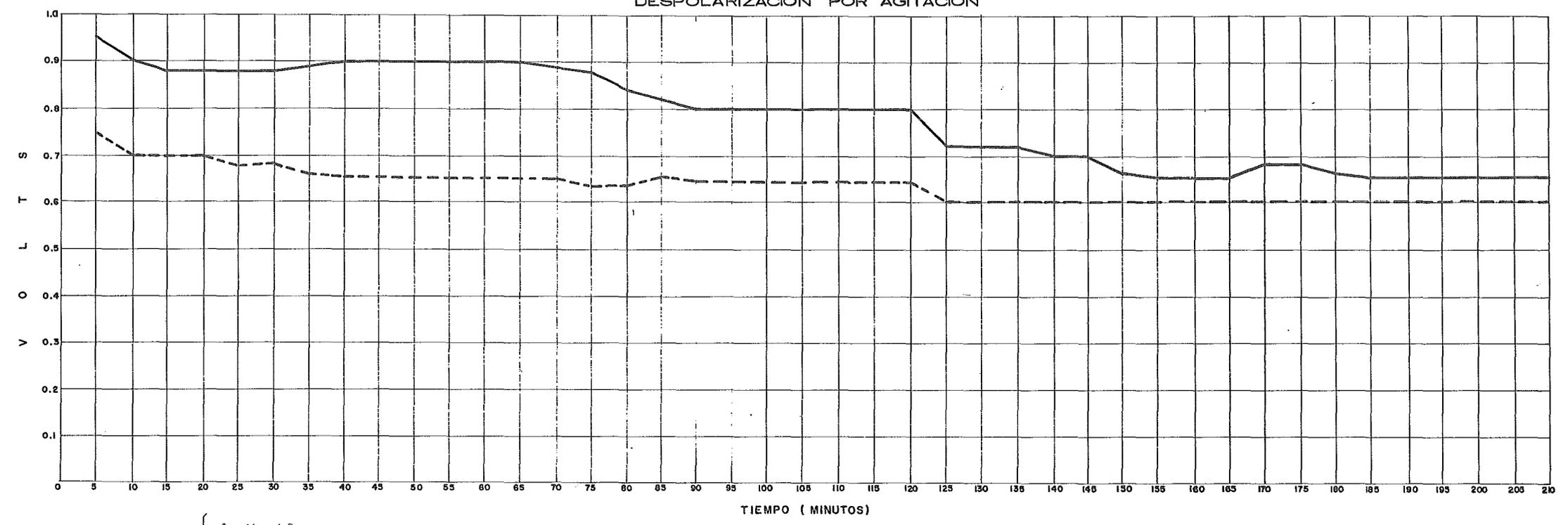
$$A = V_o = 1.2 \text{ v}$$

$$VF = 0.65$$

$$B = V_o = 1.0 \text{ v}$$

$$VF = 0.60$$

M E D I C I O N 3
S O L U C I O N 10%
D E S P O L A R I Z A C I O N P O R A G I T A C I O N



VOLTAJE INICIAL { A = V₀ = 1.2 v ———
B = V₀ = 1.0 v - - - - -

TABLA 3

ELECTROLITO 50%

DESPOLARIZACION POR AGITACION

Tiempo Min.	A	B	Tiempo Min.	A ₁	B ₁	Tiempo Min.	A ₂	B ₂
5	0.88	0.80	65	0.36	0.82	125	0.80	0.62
10	0.78	0.70	70	0.76	0.62	130	0.80	0.62
15	0.78	0.70	75	0.75	0.62	140	0.80	0.62
20	0.78	0.68	80	0.75	0.62	145	0.80	0.62
25	0.78	0.66	85	0.78	0.66	150	0.80	0.62
30	0.78	0.66	90	0.78	0.62	155	0.80	0.62
35	0.78	0.64	95	0.78	0.62	160	0.80	0.62
40	0.78	0.64	100	0.80	0.62			
45	0.78	0.64	105	0.80	0.62			
50	0.78	0.64	110	0.80	0.62			
55	0.77	0.64	115	0.80	0.62			
60	0.76	0.64	120	0.78	0.62			

A = Vol. Inicial = 0.88
 B = 0.88

OBSERVACIONES: Se dejó de tomar lectura a las 2:35 hrs. de haber empezado el experimento.

A las 7:00 horas después, la pila con agitación acusaba una FEM de 0.75 v.

y B = 0.6

M E D I C I O N 2
S O L U C I O N 5 0 %
D E S P O L A R I Z A C I O N P O R A G I T A C I O N

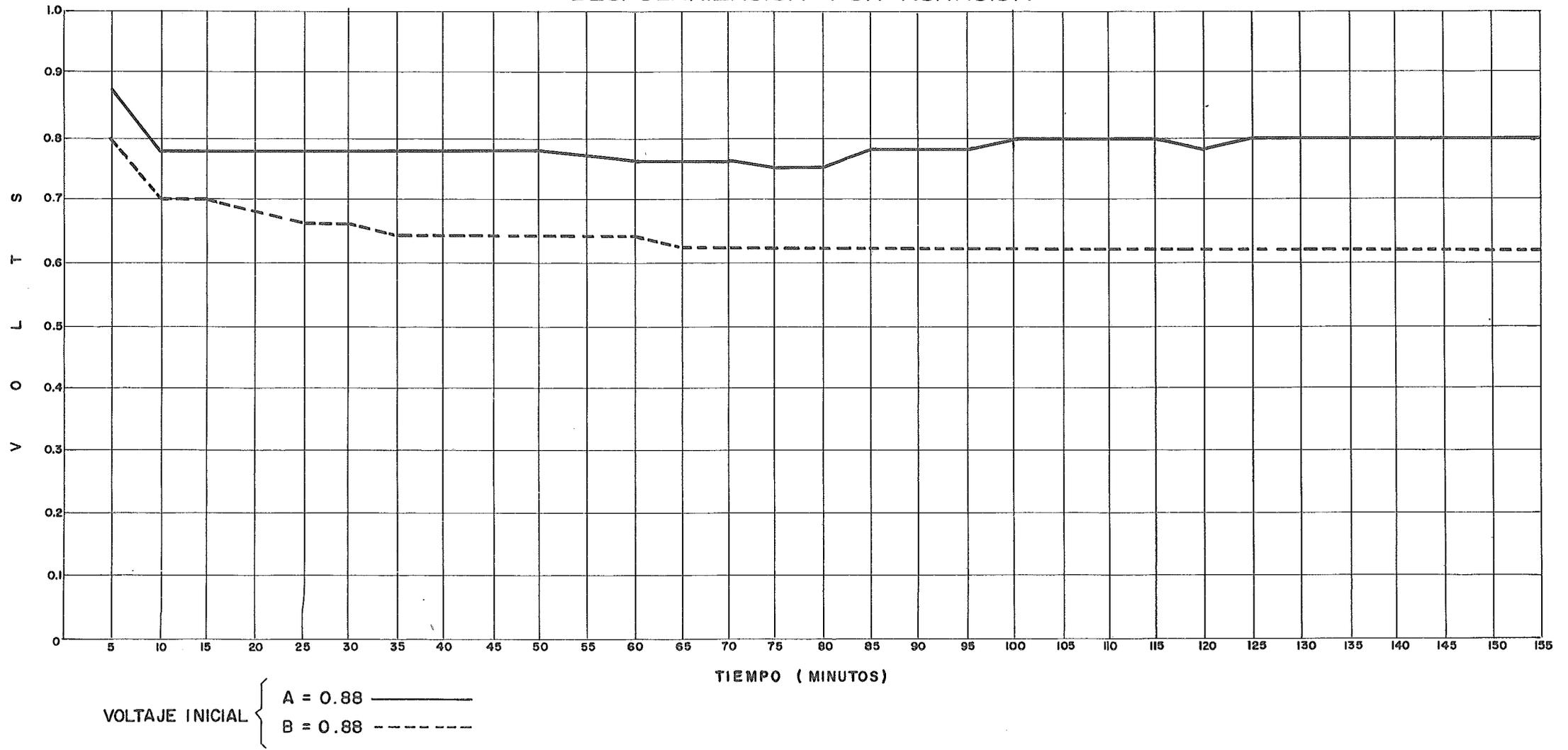


TABLA 4

ELECTROLITO 80%

DESPOLARIZACION POR AGITACION

Tiempo Min.	A	B	Tiempo Min.	A ₁	A ₂	Tiempo Min.	B ₁	B ₂
5	0.90	0.90	65	0.86	0.76	125	0.78	0.75
10	0.90	0.85	70	0.84	0.76	130	0.78	0.73
15	0.90	0.80	75	0.84	0.76	135	0.78	0.73
20	0.90	0.80	80	0.80	0.76	140	0.76	0.73
25	0.90	0.80	85	0.80	0.76	145	0.76	0.71
30	0.90	0.80	90	0.80	0.76	150	0.74	0.71
35	0.90	0.80	95	0.80	0.76			
40	0.90	0.80	100	0.80	0.76			
45	0.90	0.80	105	0.80	0.76			
50	0.90	0.80	110	0.80	0.75			
55	0.90	0.78	115	0.80	0.75			
60	0.88	0.76	120	0.80	0.75			

Voltaje Inicial

A = 0.9

B = 0.9

OBSERVACIONES: Después de 7 horas, la pila B = 0.6 y A = 0.6

ELECTROLITO 80%
DESPOLARIZACION POR AGITACION

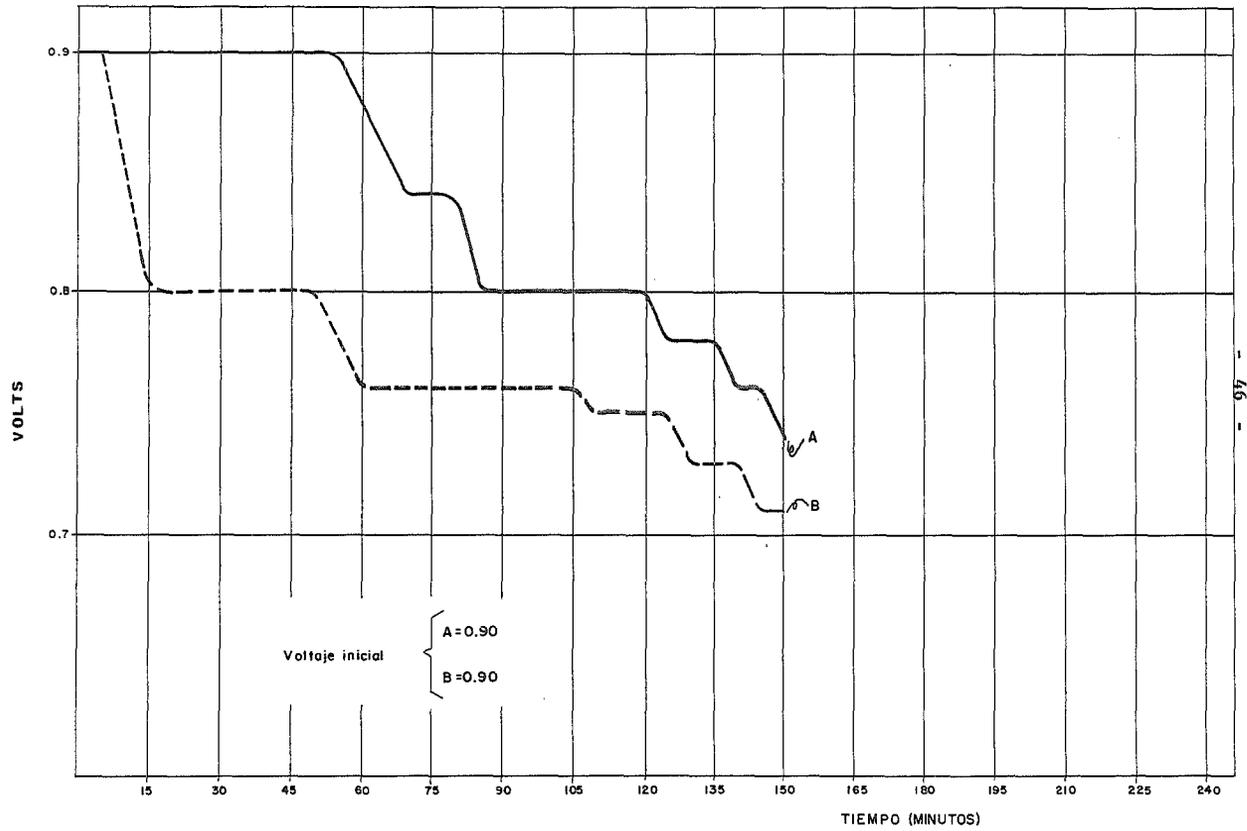


TABLA 5
 ELECTROLITO 100%
 DESPOLARIZACION POR AGITACION

Tiempo Min.	A	B	Tiempo Min.	A ₁	B ₁	Tiempo Min.	A ₂	B ₂	Tiempo Min.	A ₃	B ₃
5	0.85	0.85	65	0.80	0.75	125	0.80	0.75	185	0.80	0.72
10	0.83	0.80	70	0.80	0.75	130	0.80	0.75	190	0.80	0.72
15	0.80	0.80	75	0.80	0.75	135	0.80	0.75	195	0.80	0.72
20	0.80	0.78	80	0.80	0.75	140	0.80	0.73	200	0.80	0.72
25	0.80	0.78	85	0.80	0.75	145	0.80	0.73	205	0.80	0.72
30	0.80	0.76	90	0.80	0.75	150	0.80	0.72	210	0.80	0.72
35	0.80	0.76	95	0.80	0.75	155	0.80	0.72	215	0.80	0.72
40	0.80	0.75	100	0.80	0.75	160	0.80	0.72	220	0.80	0.72
45	0.80	0.75	105	0.80	0.75	165	0.80	0.72	225	0.80	0.72
50	0.80	0.75	110	0.80	0.75	170	0.80	0.72	230	0.80	0.72
55	0.80	0.75	115	0.80	0.75	175	0.80	0.72	235	0.80	0.72
60	0.80	0.75	120	0.80	0.75	180	0.79	0.72	240	0.80	0.72

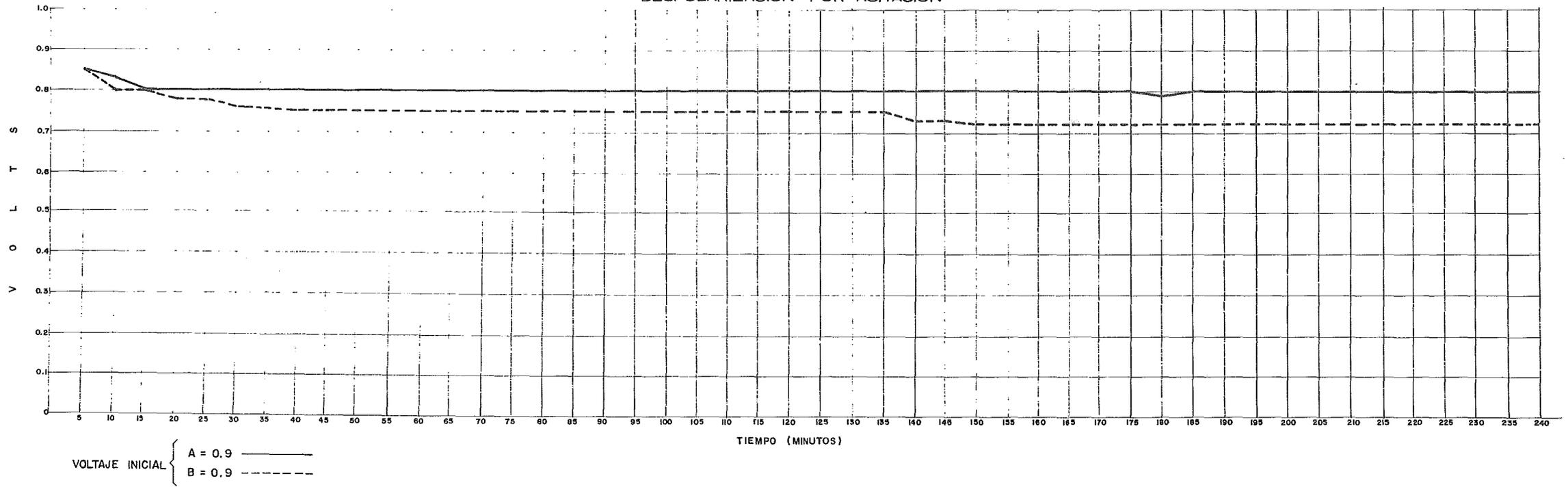
Voltaje Inicial

A = 0.9

B = 0.9

10:45 A.M.

M E D I C I O N 2
S O L U C I O N 100 %
D E S P O L A R I Z A C I O N P O R A G I T A C I O N



3.2 Potencia Proporcionada por la Pila sin Despolarizante.

La fuerza electromotriz de una pila depende de las tendencias a la oxidación y a la reducción manifestadas en cada uno de los electrodos; sin embargo, cuando se analiza una pila para conocer la energía que puede ofrecer, hay una marcada tendencia a medir solamente su voltaje de salida o fuerza electromotriz, lo cual no da la suficiente información relativa a las condiciones de la celda. Esto se debe a que una pila de cualquier tipo posee una resistencia interna (R_1) deducida de:

- a) Los conductores metálicos.
- b) Las "resistencias" electroquímicas, y
- c) La "resistencia de polarización"

la cual aumenta con el tiempo de vida de la pila. En ocasiones una celda que acusa una E_c apenas inferior a su voltaje normal, puede estar fuera de las condiciones de trabajo, debido a que la resistencia interna se ha incrementado enormemente y, en consecuencia, el amperaje que puede suministrar la celda tendrá un valor cercano a cero, por pequeña que sea la resistencia externa que cierre el circuito.

Se construyó un sistema de medición consistente en un voltímetro, un amperímetro y una resistencia, como lo muestran las fotografías Nos. 1 y 2, encontrándose valores de fuerza electromotriz y de intensidad de corriente que puede proporcionar la celda sin un agente despolarizante, graficándose los valores de potencia para diferentes concentraciones de electrolito.

LEY DE OHM

$$V = IR$$

$$E_c = I.R$$

$$W = I.E_c$$

$$W = I^2.R$$

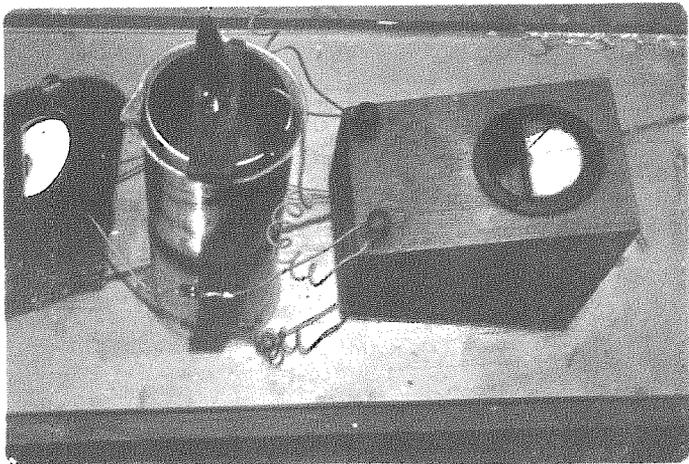


FOTO No. 1

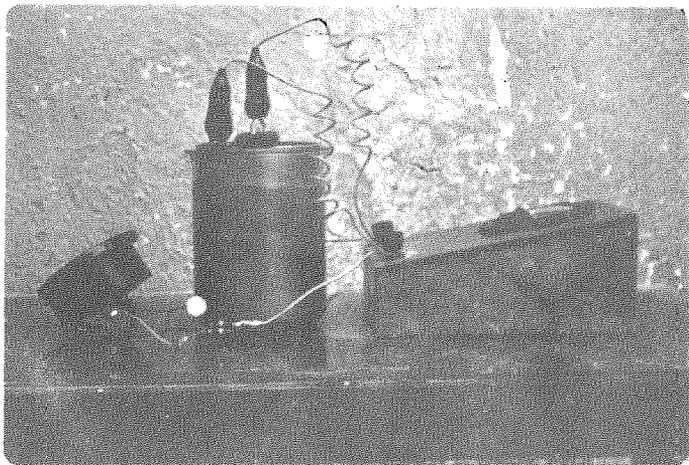


FOTO No. 2

TABLA 6

ELECTROLITO, 10%
SIN DESPOLARIZANTE

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.15	0.028	0.00420
10	0.12	0.025	0.00300
15	0.10	0.022	0.00220
20	0.10	0.021	0.00210
25	0.10	0.021	0.00210
30	0.10	0.021	0.00210
35	0.10	0.021	0.00210

Voltaje Inicial = 0.30

0.0060

Amperaje Inicial = 0.02

ELECTROLITO 10 %
SIN DESPOLARIZANTE

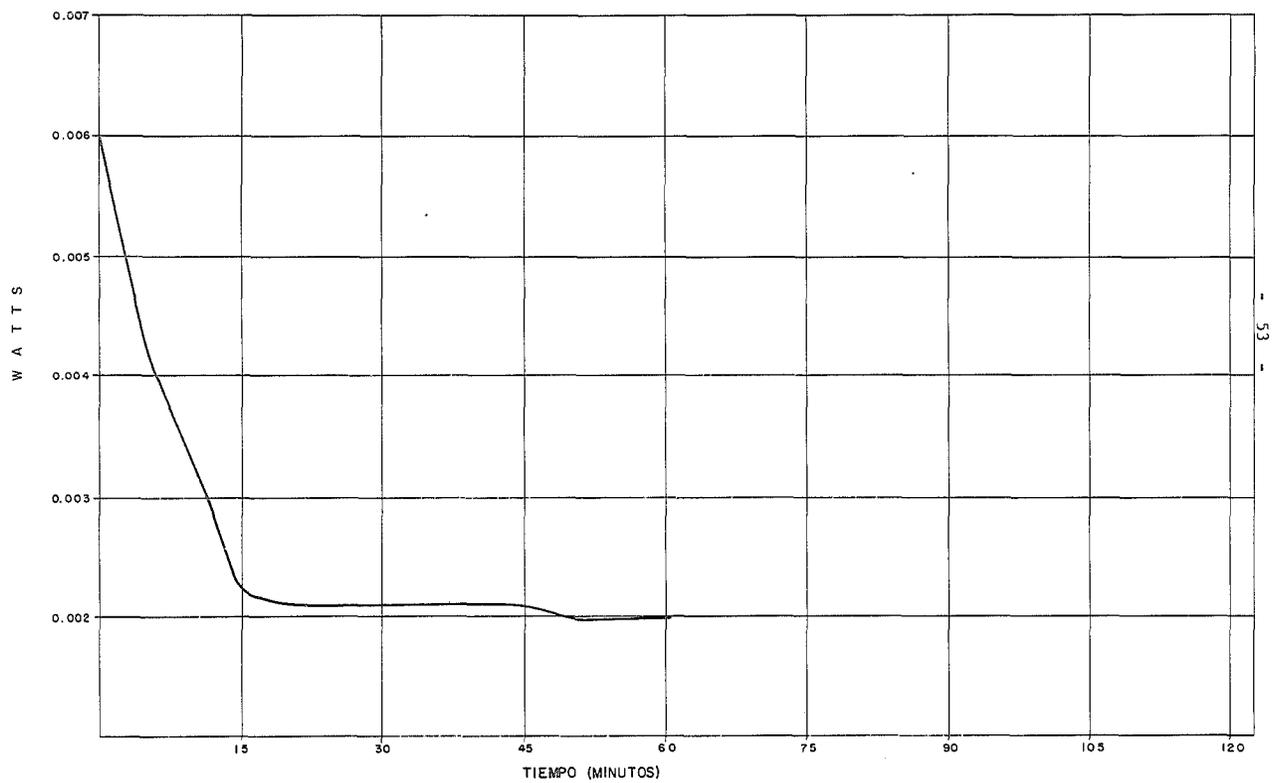


TABLA 7

ELECTROLITO, 50%
SIN DESPOLARIZANTE

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.20	0.042	0.0084
10	0.18	0.041	0.00738
15	0.18	0.041	0.00738
20	0.18	0.041	0.00738
25	0.18	0.040	0.00720
30	0.18	0.040	0.00720
35	0.18	0.040	0.00720
40	0.16	0.038	0.00608
45	0.16	0.038	0.00608
50	0.15	0.038	0.00570
55	0.15	0.035	0.00525
60	0.16	0.031	0.00496
65	0.16	0.031	0.00480
70	0.16	0.030	0.00480
75	0.12	0.028	0.00336

Voltaje Inicial = 0.2

Amperaje Inicial = 0.050

ELECTROLITO 50 %
SIN DESPOLARIZANTE

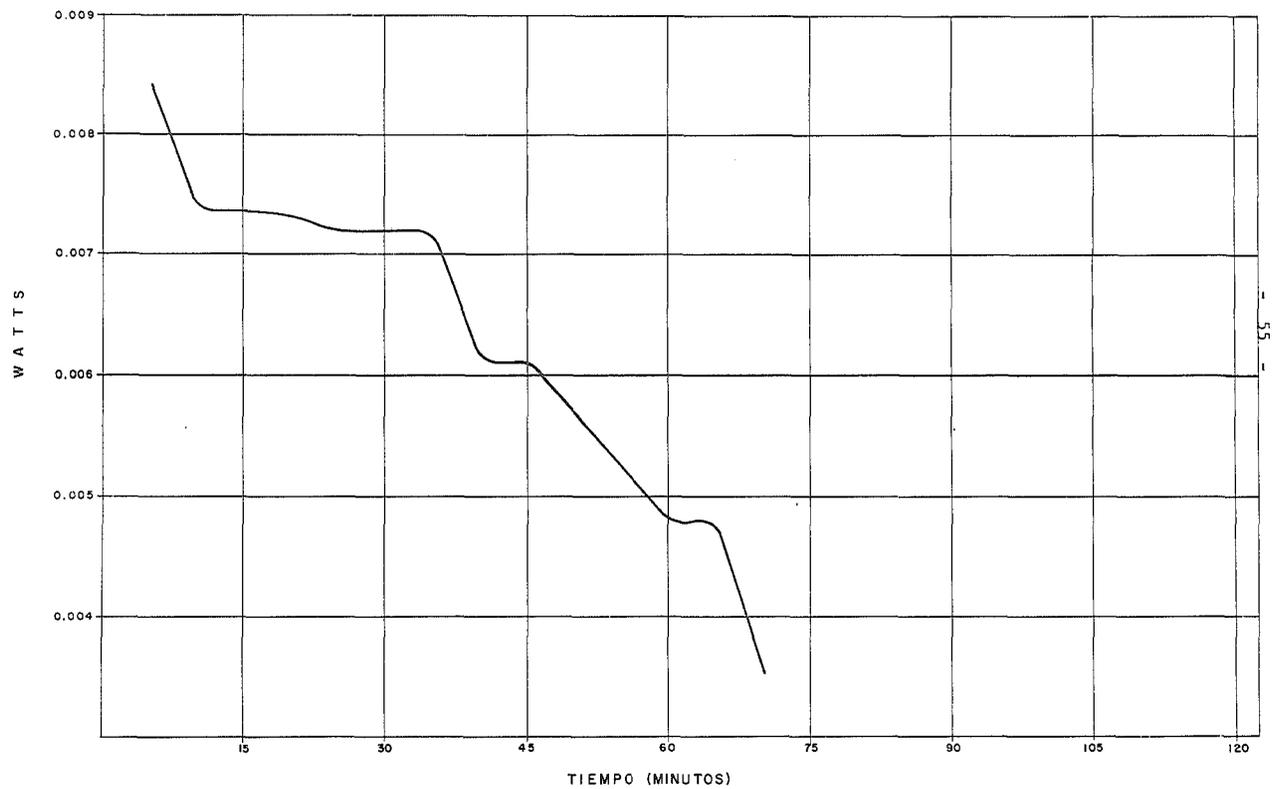


TABLA 8

ELECTROLITO 100%

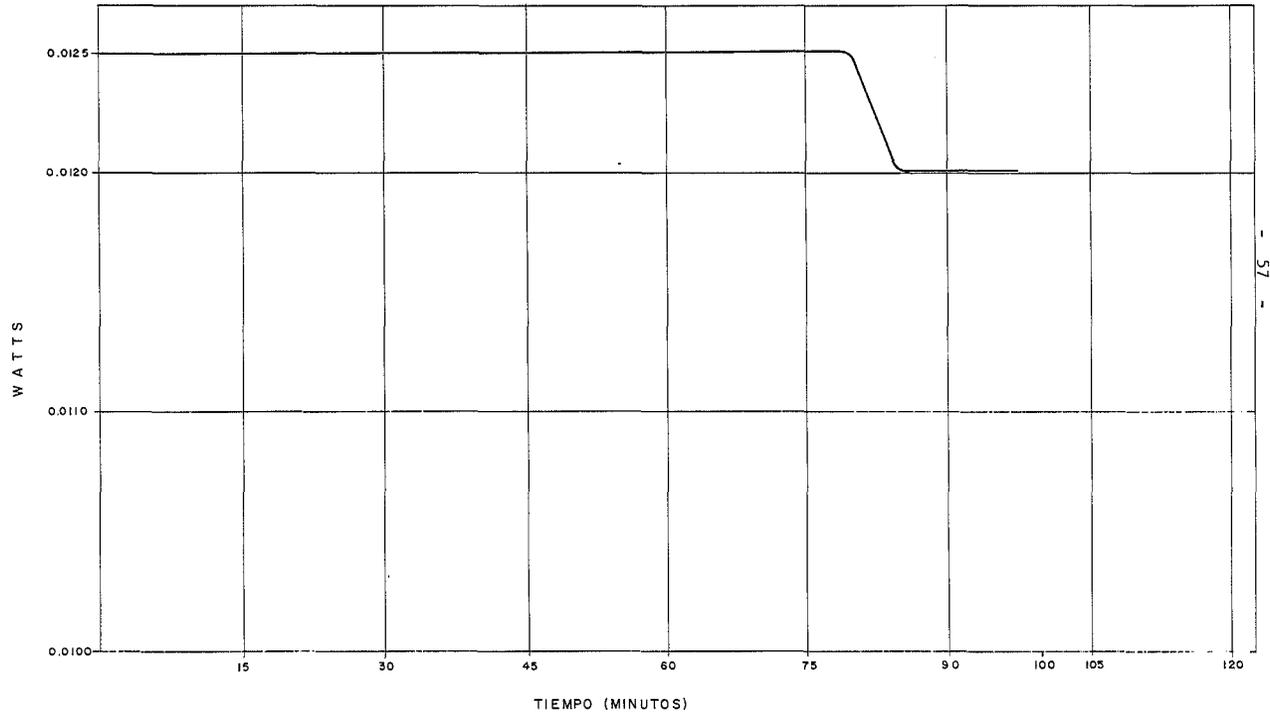
SIN DESPOLARIZANTE

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.25	0.050	0.0125
10	0.25	0.050	0.0125
15	0.25	0.050	0.0125
20	0.25	0.050	0.0125
25	0.25	0.050	0.0125
30	0.25	0.050	0.0125
35	0.25	0.050	0.0125
40	0.25	0.050	0.0125
45	0.25	0.050	0.0125
50	0.25	0.050	0.0125
55	0.25	0.050	0.0125
60	0.25	0.050	0.0125
65	0.25	0.050	0.0125
70	0.25	0.050	0.0125
75	0.25	0.050	0.0125
80	0.25	0.050	0.0125
85	0.24	0.049	0.0120
90	0.24	0.049	0.0120

Voltaje Inicial = 0.29

Amperaje Inicial = 0.050

ELECTROLITO 100%
SIN DESPOLARIZANTE



- 57 -

3.3 Efecto del Ion Común.

La presencia de electrolitos fuertes modifica de modo importante la disociación de los electrolitos débiles, considerando el caso que el electrolito fuerte produzca iones comunes a los del electrolito débil, se producirá una disminución por el llamado efecto del ion común.

Para explicar el efecto del ion común, consideremos una sal poco disociada AB, en presencia de un ácido fuertemente disociado HB, siendo sus disociaciones:



La disociación de la sal viene regida por la ley de masas

$$\frac{|A^+| \times |B^-|}{|AB|} = K$$

y por tanto,

$$|A^+| = \frac{|AB|}{|B^-|} \times K$$

Al aumentar la concentración de los iones B^+ , como consecuencia de la disociación de HB, disminuye la concentración de A^+ y por lo tanto, la disociación de AB.

En base al efecto del ion común, se ensayó la posibilidad de aumentar la fuerza electromotriz, adicionando pequeñas cantidades de ácido clorhídrico (HCl), a una pila con una concentración de electrolito cien por ciento, desplazando así el equilibrio hacia una menor reacción de parte de los iones cloro (Cl^-) y evitar la formación rápida de los iones hidrógeno.

Se evitó la formación de burbujas de hidrógeno en el cátodo, pero la potencia proporcionada por la pila es menor que la potencia generada por la pila original aun sin despolarizante.

TABLA 9

ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE HCl (5 ml)

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.30	0.058	0.0174	65	0.30	0.059	0.0177
10	0.30	0.058	0.0174	70	0.30	0.059	0.0177
15	0.30	0.058	0.0174	75	0.30	0.059	0.0177
20	0.30	0.058	0.0174	80	0.30	0.059	0.0177
25	0.30	0.058	0.0174	85	0.30	0.066	0.0180
30	0.30	0.058	0.0174	90	0.030	0.060	0.0180
35	0.30	0.058	0.0174	95	0.030	0.060	0.0180
40	0.30	0.058	0.0174	100	0.030	0.060	0.0180
45	0.30	0.059	0.0177	105	0.030	0.060	0.0180
50	0.30	0.059	0.0177	110	0.038	0.060	0.0180
55	0.30	0.059	0.0177	115	0.030	0.060	0.0180
60	0.30	0.059	0.0177	120	0.030	0.060	0.0180

Voltaje Inicial = 0.18
 Amperaje Inicial = 0.045

Después de agregar HCl

Volts = 0.30
 Amperaje = 0.058

= 1.19 gr/ml

09

ELECTROLITO 100%
HCl 5 ml.

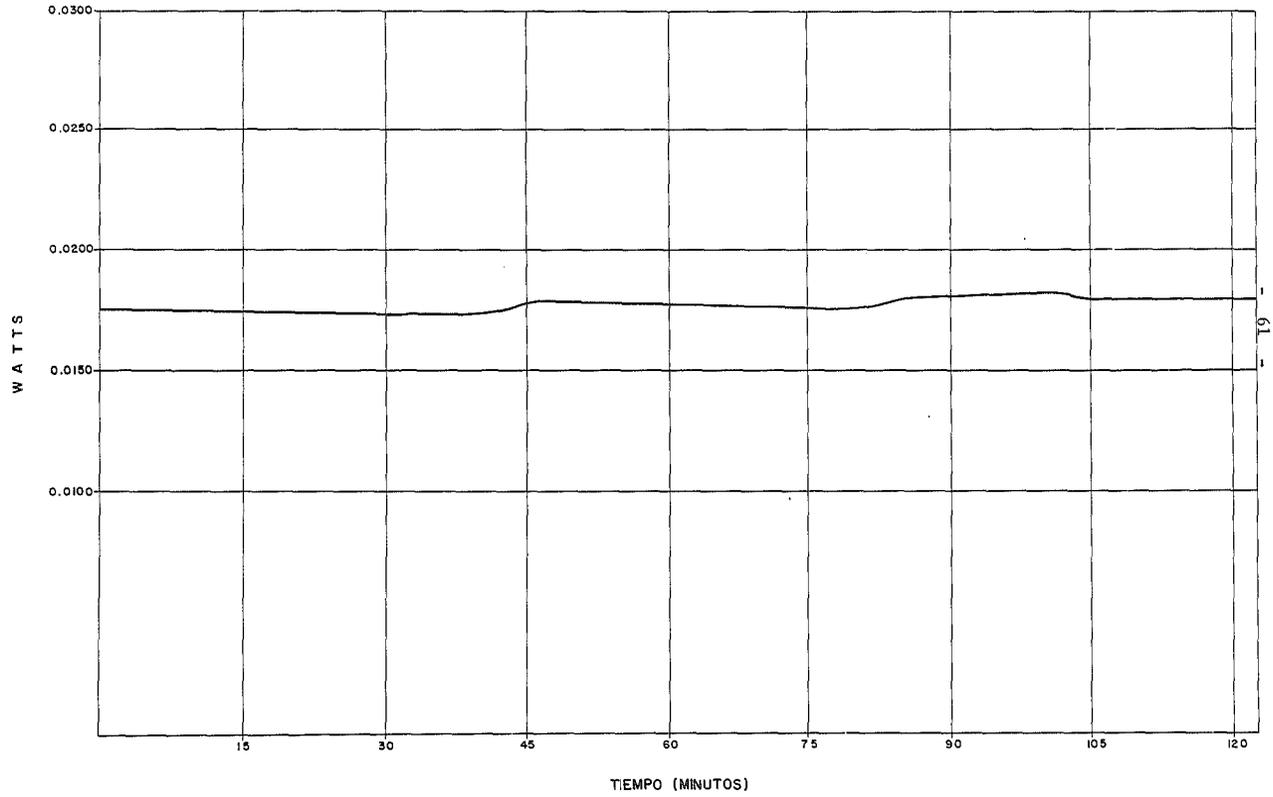


TABLA 10

ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE HCl (10 ml)

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.30	0.060	0.0180	65	0.34	0.065	0.02210	125	0.36	0.068	0.02448
10	0.30	0.062	0.0186	70	0.35	0.066	0.02310	130	0.36	0.068	0.02448
15	0.30	0.062	0.0186	75	0.35	0.066	0.02310	135	0.36	0.068	0.02448
20	0.34	0.062	0.02108	80	0.35	0.066	0.02310	140	0.36	0.068	0.02448
25	0.34	0.062	0.02108	85	0.35	0.066	0.02310	145	0.36	0.068	0.02448
30	0.34	0.062	0.02108	90	0.35	0.066	0.02310	150	0.36	0.068	0.02448
35	0.34	0.064	0.02176	95	0.35	0.066	0.02310	155	0.36	0.068	0.02448
40	0.34	0.064	0.02176	100	0.35	0.066	0.02310	160	0.36	0.068	0.02448
45	0.34	0.064	0.02176	105	0.35	0.066	0.02310	165	0.36	0.068	0.02448
50	0.35	0.064	0.02240	110	0.35	0.066	0.02310	170	0.36	0.068	0.02448
55	0.34	0.065	0.02210	115	0.35	0.066	0.02310	175	0.36	0.068	0.02448
60	0.34	0.065	0.02210	120	0.35	0.066	0.02310	180	0.36	0.068	0.02448

Voltaje Inicial = 0.36

Amperaje Inicial = 0.060

ELECTROLITO 100 %
HCl 10 ml.

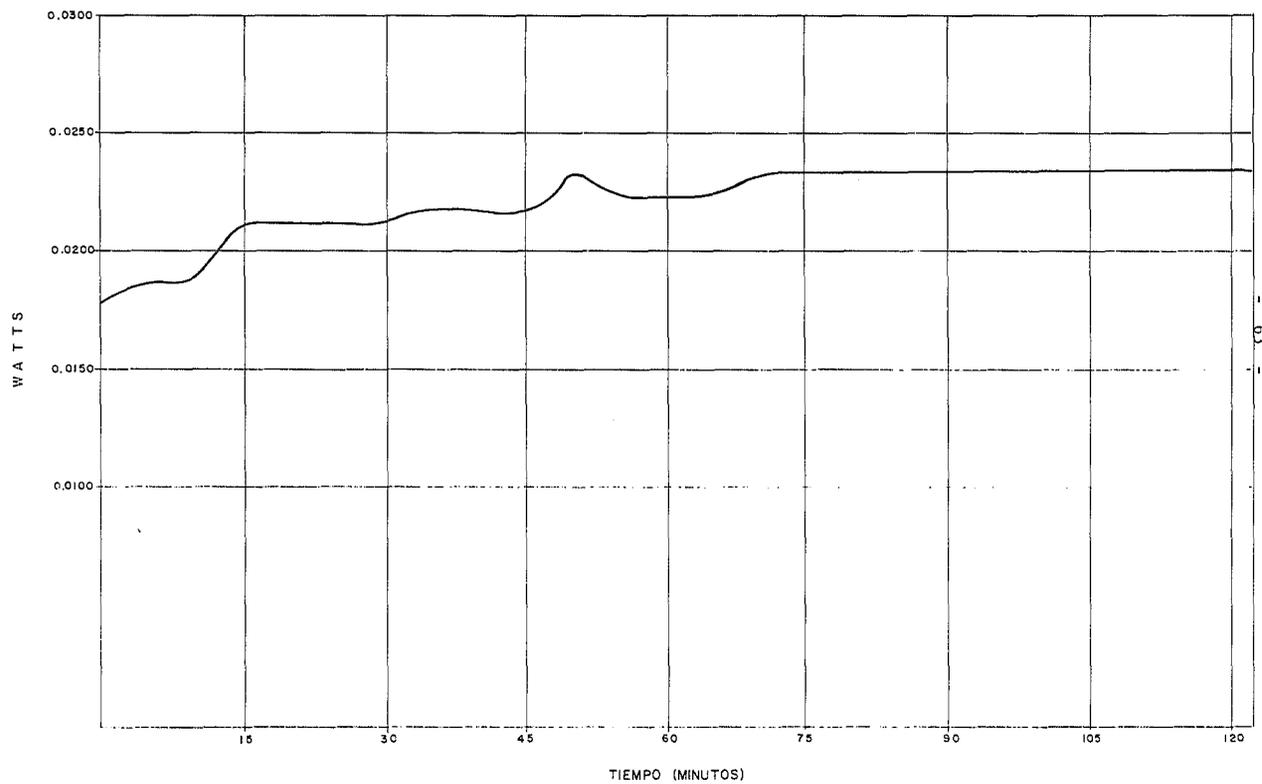


TABLA 11

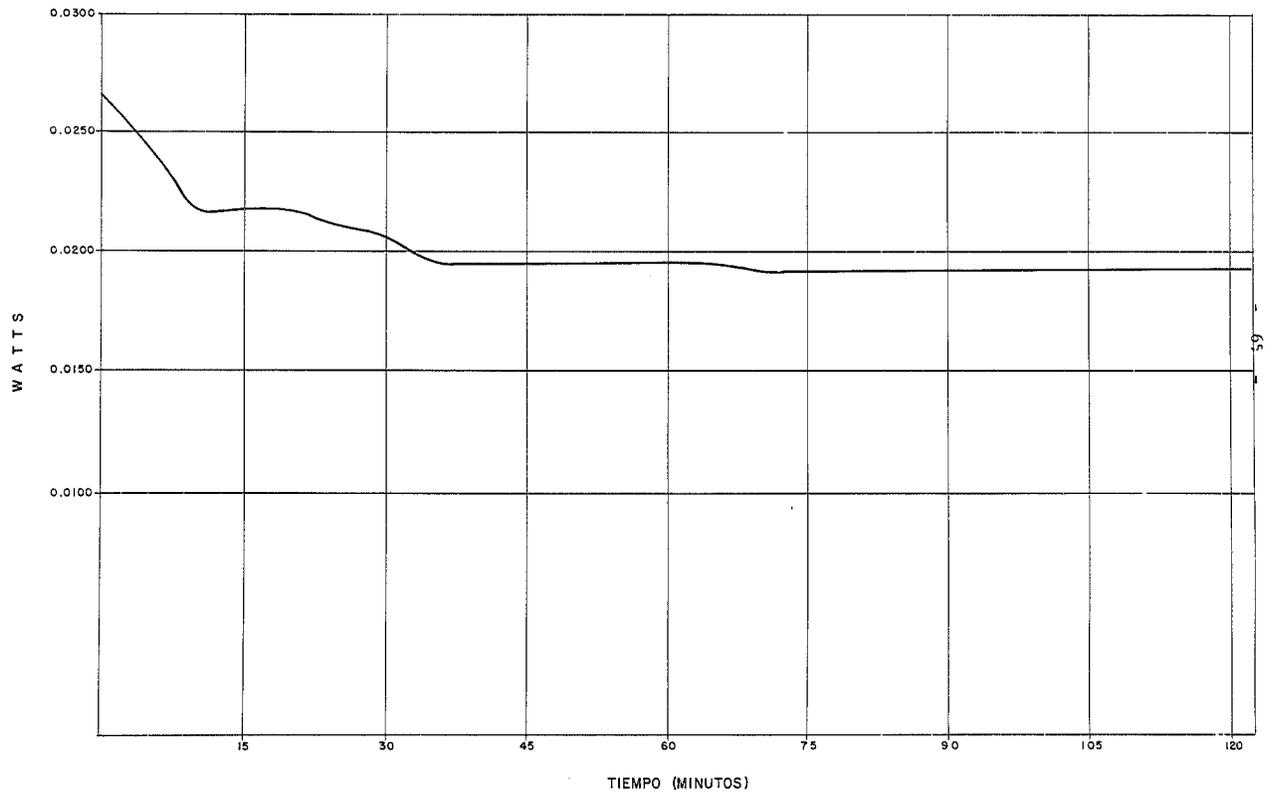
ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE HCl (15 ml)

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.36	0.068	0.02448	65	0.32	0.061	0.01952
10	0.35	0.062	0.02170	70	0.32	0.060	0.01920
15	0.35	0.062	0.02170	75	0.32	0.060	0.01920
20	0.35	0.062	0.02170	80	0.32	0.060	0.01920
25	0.35	0.061	0.02135	85	0.32	0.060	0.01920
30	0.34	0.061	0.02074	90	0.32	0.060	0.01920
35	0.32	0.061	0.01952	95	0.32	0.060	0.01920
40	0.32	0.061	0.01952	100	0.32	0.060	0.01920
45	0.32	0.061	0.01952	105	0.32	0.060	0.01920
50	0.32	0.061	0.01952	110	0.32	0.060	0.01920
55	0.32	0.061	0.01952	115	0.32	0.060	0.01920
60	0.32	0.061	0.01952	120	0.32	0.060	0.01920

Voltaje Inicial = 0.38

Amperaje Inicial = 0.070

ELECTROLITO 100%
HCl 15 ml.



3.4 Efecto Salino.

Considerando el caso en que el electrolito fuerte produzca iones no comunes a los de la solución (efecto salino), que permitirá aumentar la disociación y hará que muchas sales sean más solubles, evitando de esta manera la formación de cristales en las paredes del ánodo.

El ácido nítrico es descompuesto por los cuerpos reductores. Así, el hidrógeno producido por la pila se combina con él para transformarlo en NH_3



Teniendo una pila con 300 ml de electrolito, cuya concentración es de 100%, se fueron agregando cantidades de HNO_3 con una densidad de 1.4091 gr/ml, hasta alcanzar un 10% del electrolito.

Primeramente se agregaron 2 ml de ácido nítrico. Como la intensidad de corriente (0.05 A) y el voltaje - - (0.30 V) eran muy bajos, se aumentaron 3 ml más de HNO_3 , aumentando el amperaje hasta 0.060 A y $E_c = 0.30$ V.

Se adicionaron 25 ml más de HNO_3 , observándose lec turas de intensidad de corriente de 0.090 y $E_c = 0.44$.

Pudiéndose notar en este ensayo que el ácido nítrico al atacar la placa mantiene limpia su superficie, lo que permite elevar la intensidad de corriente.

Una explicación por lo que el ácido nítrico no per mite elevar lo suficiente la FEM de la pila, puede ser que la gran disociación provocada por el ácido nítrico crea una fuerte concentración iónica en la que cada ion se encuentra rodeado de gran número de iones de carga - opuesta, lo que origina acciones electrostáticas, que - determinan la inmovilidad de muchos iones y en consecuencia, una pérdida en la "actividad" de los mismos. Por - eso, las conductividades equivalentes disminuyen paradó- jicamente al aumentar la concentración de las disolucio- nes.

3.5 Acido Nítrico y Sulfato de Cobre como Despolarizante.

Teniendo un volumen de electrolito de 300 ml se utilizó CuSO_4 como despolarizante con 30 ml de HNO_3 concentrado, que fue la máxima cantidad agregada a la pila sin despolarizante. Repitiéndose los ensayos, en estas condiciones, se observaron valores de intensidad de corriente y de fuerza electromotriz satisfactorios, como puede verse en la gráfica No. pero la concentración de ácido nítrico hace que el ataque sobre la placa de zinc sea muy violento, corroiéndose totalmente la barra de zinc, con la desventaja que la elevación de la potencia es por un tiempo reducido.

Se disminuyó gradualmente la cantidad de HNO_3 para evitar que el ataque sobre la placa de zinc fuera muy rápida, observándose los siguientes valores, los cuales al disminuir la cantidad de ácido nítrico no se apreciaron buenos resultados.

TABLA 12
ELECTROLITO 100%

DESPOLARIZANTE

HNO₃ - 30 ml

CuSO₄ - 5 gr

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.67	0.124	0.08308	65	0.90	0.165	0.1485
10	0.69	0.128	0.08832	70	0.90	0.165	0.1485
15	0.69	0.128	0.08832	75	0.90	0.165	0.1485
20	0.70	0.128	0.08960	80	0.90	0.165	0.1485
25	0.70	0.128	0.08960	85	0.90	0.165	0.1485
30	0.70	0.128	0.08960	90	0.90	0.165	0.1485
35	0.76	0.137	0.10412	95	0.90	0.165	0.1485
40	0.80	0.145	0.11600	100	0.90	0.165	0.1485
45	0.81	0.155	0.12535	105	0.90	0.165	0.1485
50	0.82	0.160	0.13120	110	0.90	0.165	0.1485
55	0.89	0.162	0.14418	115	0.90	0.163	0.1467
60	0.90	0.165	0.1485	120	0.90	0.163	0.1467

- 69 -

	HNO ₃	CuSO ₄	
Voltaje Inicial	= 0.5 V	0.64 V	
Amperaje Inicial	= 0.075A	0.118 A	

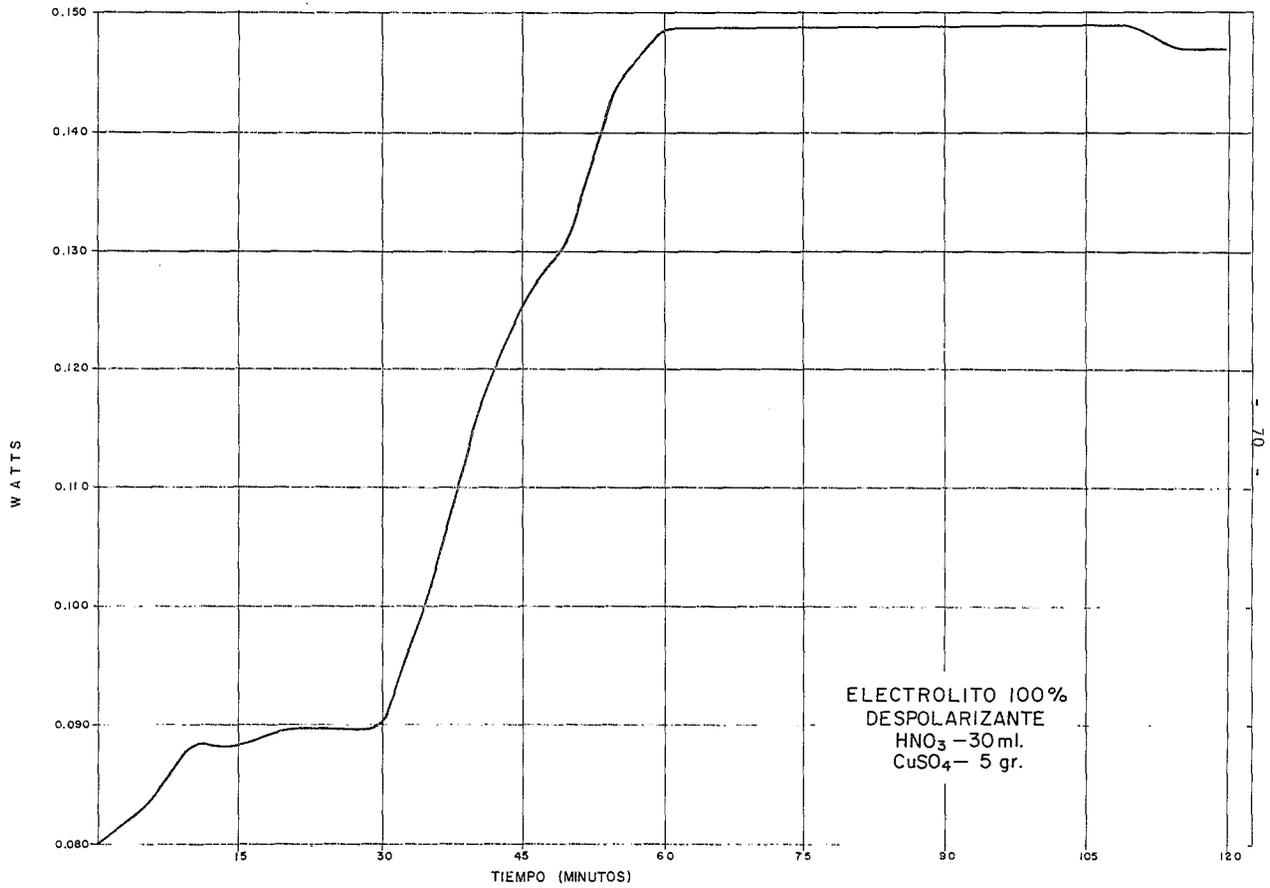


TABLA 13
 ELECTROLITO 100%
 CuSO₄ - 5 gr.
 HNO₃ - 25 ml

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.60	0.112	0.0672	65	0.77	0.145	0.11165	125	0.79	0.149	0.11771
10	0.64	0.125	0.0800	70	0.77	0.145	0.11165	130	0.80	0.151	0.1208
15	0.63	0.120	0.0756	75	0.77	0.145	0.11165	135	0.80	0.152	0.1216
20	0.63	0.120	0.0756	80	0.77	0.145	0.11165	140	0.80	0.153	0.1224
25	0.61	0.120	0.0732	85	0.77	0.145	0.11165	145	0.80	0.151	0.1208
30	0.61	0.120	0.0732	90	0.77	0.145	0.11165				
35	0.63	0.120	0.0756	95	0.77	0.145	0.11165				
40	0.62	0.120	0.0720	100	0.77	0.145	0.11165				
45	0.64	0.126	0.08064	105	0.77	0.145	0.11165				
50	0.70	0.130	0.0910	110	0.77	0.145	0.11165				
55	0.70	0.135	0.0945	115	0.77	0.145	0.11165				
60	0.75	0.142	0.1065	120	0.77	0.145	0.11165				

- 71 -

HNO ₃	CuSO ₄
Voltaje = 0.090 A	0.121 A
Amperaje = 0.30 V	0.64 V

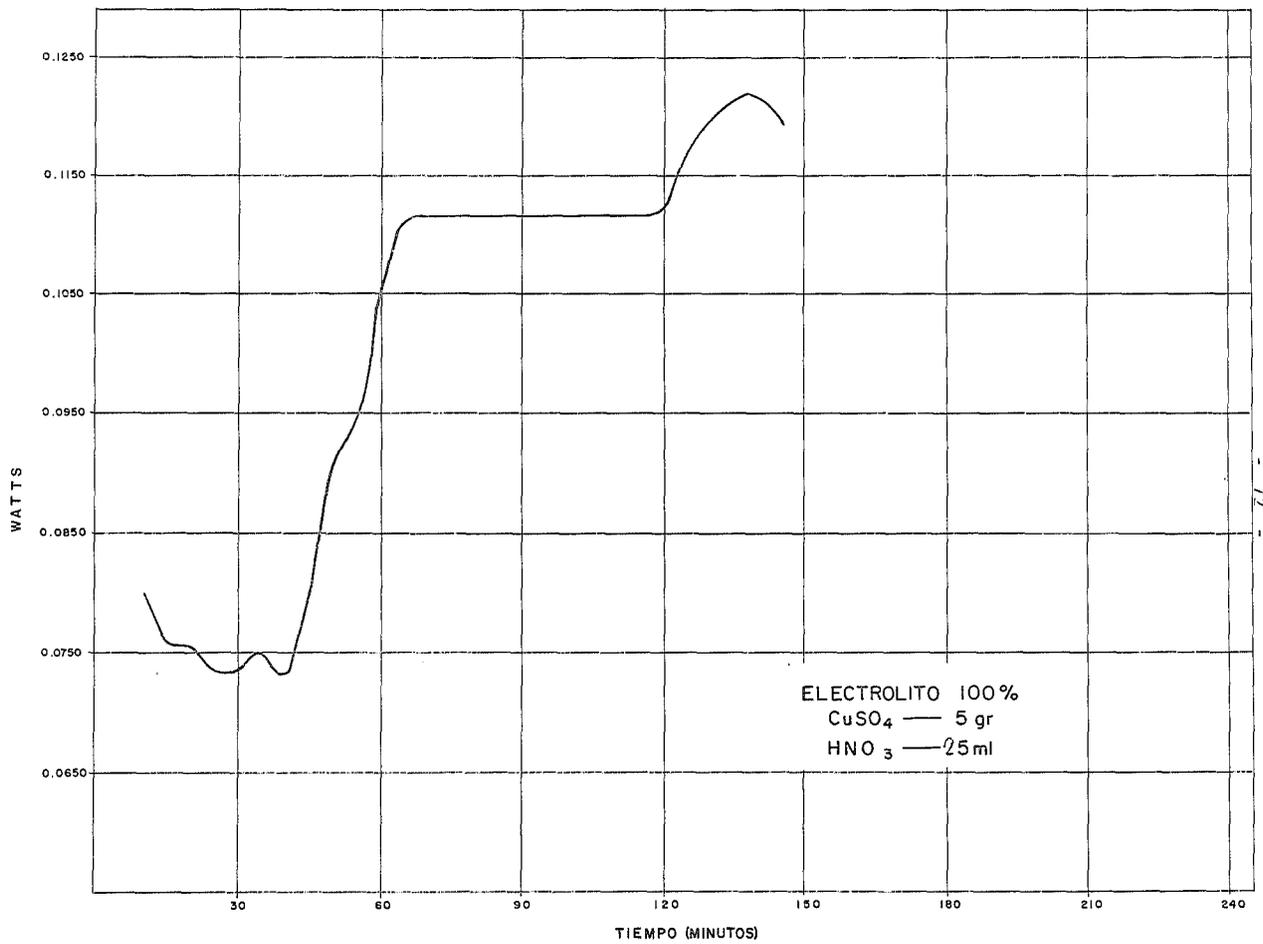


TABLA 14
ELECTROLITO 100%

CuSO_4 - 5 gr.

HNO_3 - 20 ml.

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.70	0.129	0.0903	65	0.70	0.130	0.0910	125	0.70	0.130	0.0910
10	0.70	0.129	0.0903	70	0.70	0.130	0.0910	130	0.70	0.130	0.0910
15	0.70	0.129	0.0903	75	0.70	0.130	0.0910	135	0.69	0.129	0.0890
20	0.70	0.129	0.0903	80	0.70	0.130	0.0910	140	0.68	0.128	0.0870
25	0.70	0.130	0.0910	85	0.70	0.130	0.0910	145	0.68	0.128	0.0870
30	0.70	0.130	0.0910	90	0.70	0.130	0.0910	150	0.67	0.126	0.0844
35	0.70	0.130	0.0910	95	0.70	0.130	0.0910	155	0.66	0.125	0.0825
40	0.70	0.130	0.0910	100	0.70	0.130	0.0910	160	0.64	0.122	0.0780
45	0.70	0.130	0.0910	105	0.70	0.130	0.0910	165	0.64	0.122	0.0780
50	0.70	0.130	0.0910	110	0.70	0.130	0.0910	170	0.64	0.122	0.0780
55	0.70	0.130	0.0910	115	0.70	0.130	0.0910	175	0.64	0.122	0.0780
60	0.70	0.130	0.0910	120	0.70	0.130	0.0910	180	0.64	0.121	0.0774

73

	HNO_3	CuSO_4
Voltaje =	0.44	0.74
Amperaje =	0.083	0.140

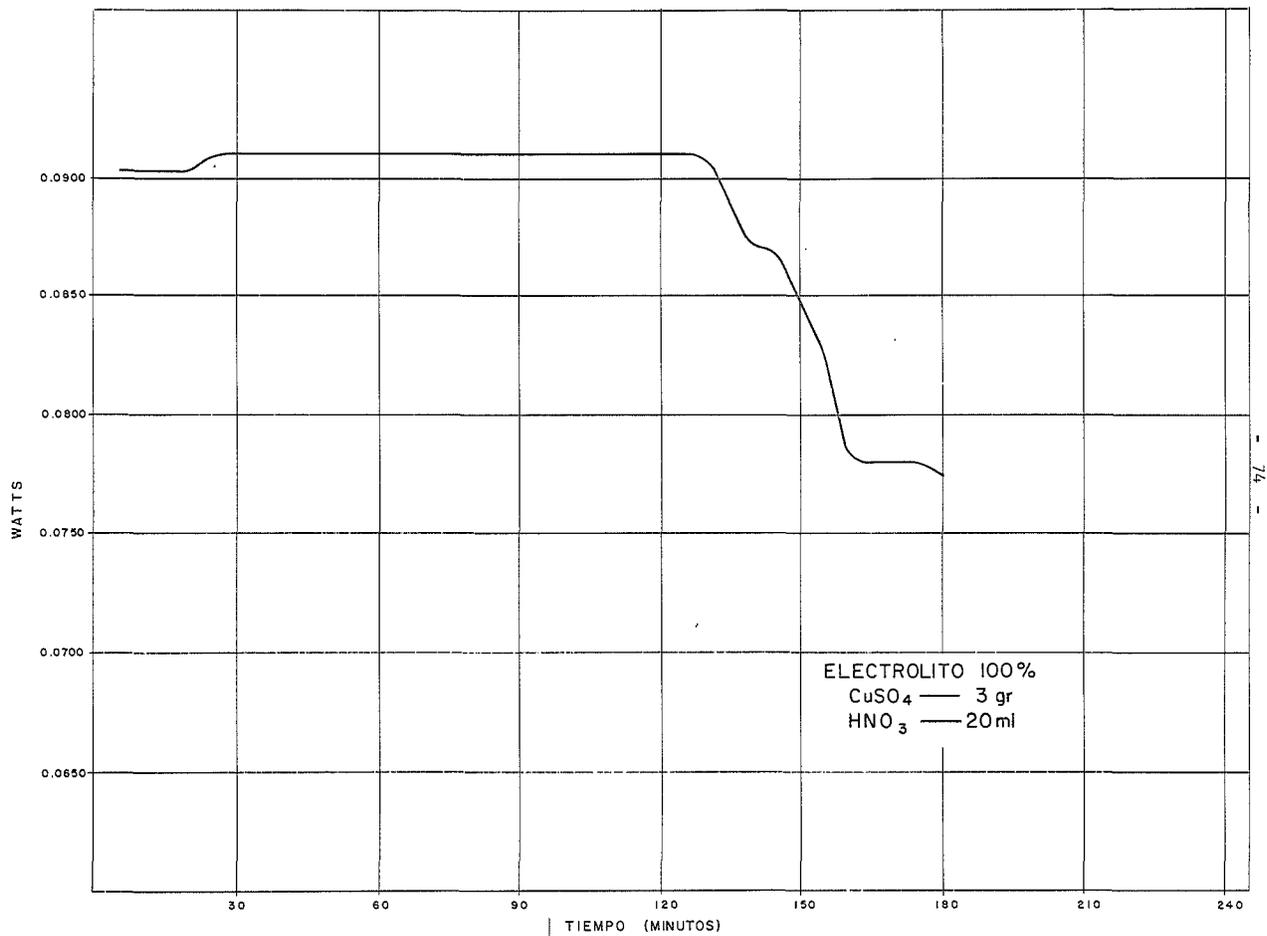


TABLA 15

ELECTROLITO 100%

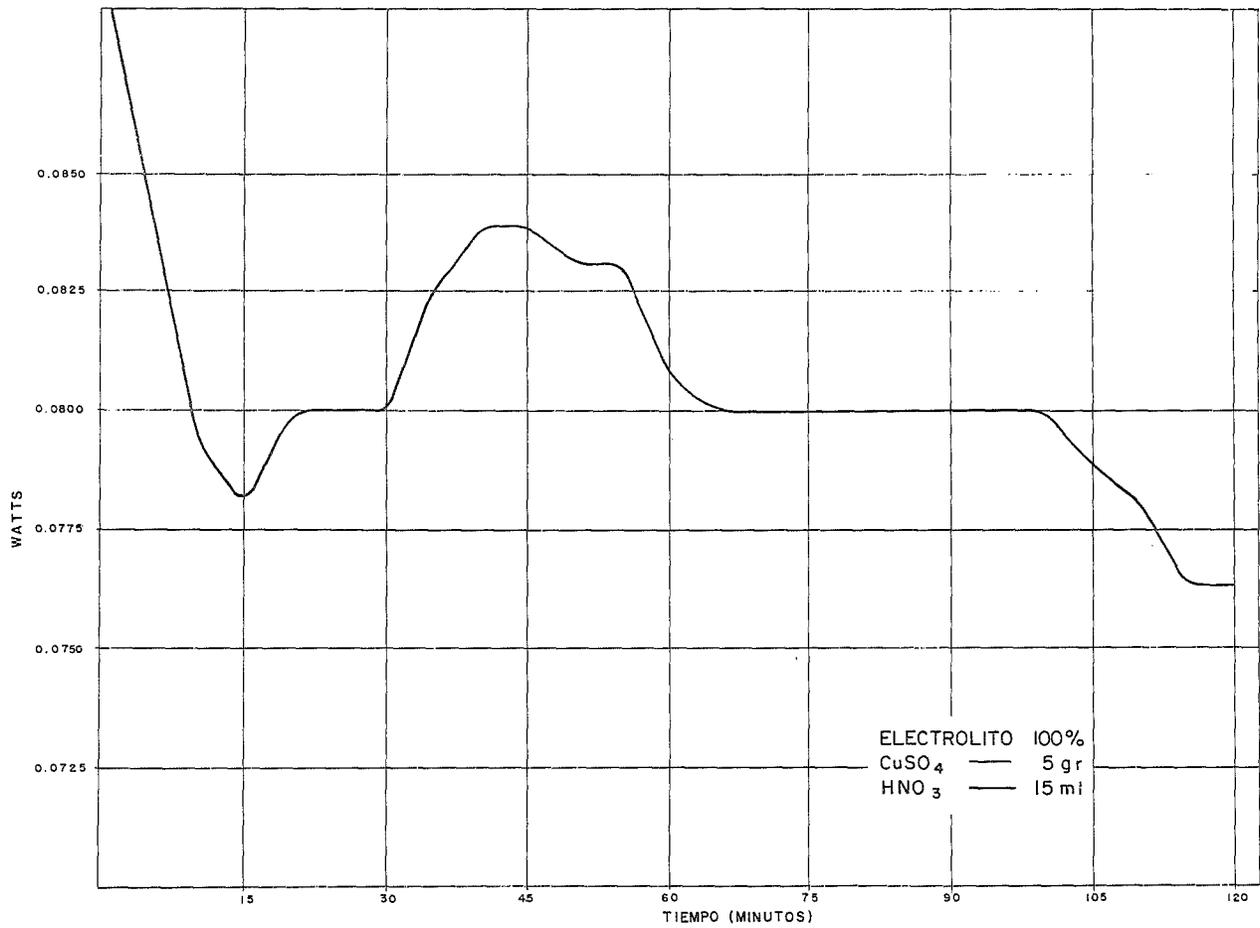
CuSO_4 - 5 gr.

HNO_3 - 15 ml.

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.68	0.128	0.08432	65	0.64	0.125	0.08000
10	0.64	0.124	0.07936	70	0.64	0.125	0.08000
15	0.64	0.122	0.07808	75	0.64	0.125	0.08000
20	0.64	0.125	0.08000	80	0.64	0.125	0.08000
25	0.64	0.125	0.08000	85	0.64	0.125	0.08000
30	0.64	0.125	0.08000	90	0.64	0.125	0.08000
35	0.66	0.125	0.08250	95	0.64	0.125	0.08000
40	0.66	0.127	0.08382	100	0.64	0.125	0.08000
45	0.66	0.127	0.08382	105	0.64	0.123	0.07872
50	0.66	0.126	0.08316	110	0.64	0.122	0.07808
55	0.66	0.126	0.08316	115	0.63	0.122	0.07686
60	0.64	0.126	0.08064	120	0.63	0.122	0.07686

- 75 -

	HNO_3	CuSO_4
Voltaje =	0.40	0.70
Amperaje =	0.070	0.132



3.6 Sulfato de Cobre como Despolarizante.

Utilizándose exclusivamente el sulfato de cobre como despolarizante, se observaron valores para la pila de $A = 0.120$ y $E_c = 0.70$, en la que se utiliza como cátodo un cilindro de acero inoxidable con 300 ml de electrolito y 5 gramos de sulfato de cobre, comparándose con otra pila, en las mismas condiciones, en la que el cátodo es una lata de conservas.

Resultados

En estas condiciones se puede observar la formación de cobre electrolítico, tanto en el cátodo, que se origina al reducirse los iones cobre en sus paredes, como en el ánodo originado por la formación de pilas internas y por el arrastre de iones solvatados que se adhieren en las paredes del ánodo (Foto No.3.), formando una película de cobre electrolítico que cubre totalmente la barra de zinc, produciendo de esta manera una caída de potencial en la pila.

Por otra parte se concluye que las diferencias de potencia proporcionadas, se debe exclusivamente a la utilización del acero inoxidable, en vez de latón, ya que el acero tiene un mayor potencial de reducción que el latón.

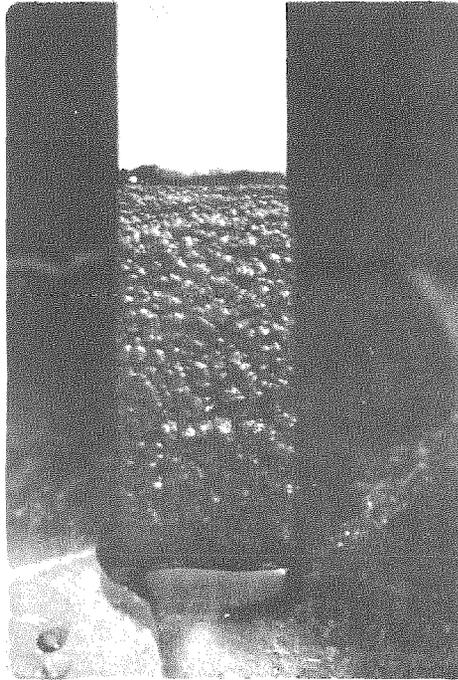


FOTO No. 3

TABLA 16

ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE CuSO_4
 CATODO - ACERO INOXIDABLE

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.70	0.120	0.0840	125	0.70	0.115	
10	0.70	0.120	0.0840	130	0.70	0.114	
15	0.70	0.120	0.0840	135	0.70	0.114	
20	0.70	0.120	0.0840	140	0.70	0.113	
25	0.70	0.120	0.0840	145	0.70	0.112	
30	0.70	0.120	0.0840	150	0.70	0.112	
35	0.70	0.120	0.0840	155	0.70	0.112	
40	0.70	0.120	0.0840	160	0.70	0.112	
45	0.70	0.120	0.0840	165	0.70	0.112	
50	0.70	0.120	0.0840	170	0.70	0.112	
55	0.70	0.120	0.0840	175	0.70	0.111	
60	0.70	0.120	0.0840	180	0.70	0.110	
65	0.70	0.120	0.0840	185	0.70	0.110	
70	0.70	0.120	0.0840	190	0.70	0.110	
75	0.70	0.120	0.0840	195	0.70	0.110	
80	0.70	0.118	0.0826	200	0.70	0.110	
85	0.70	0.118	0.0826	205	0.70	0.110	
90	0.70	0.117	0.0819	210	0.70	0.110	
95	0.70	0.117	0.0819	215	0.70	0.110	
100	0.70	0.117	0.0819	220	0.70	0.110	
105	0.70	0.117	0.0819	225	0.69	0.110	
110	0.70	0.117	0.0819	230	0.69	0.110	
115	0.70	0.117	0.0819	235	0.69	0.108	
120	0.70	0.116	0.0812	240	0.69	0.108	

Voltaje Inicial = 0.74

Amperaje Inicial = 0.120 A



ELECTROLITO 100%
DESPOLARIZANTE CuSO_4
CATODO-ACERO INOXIDABLE

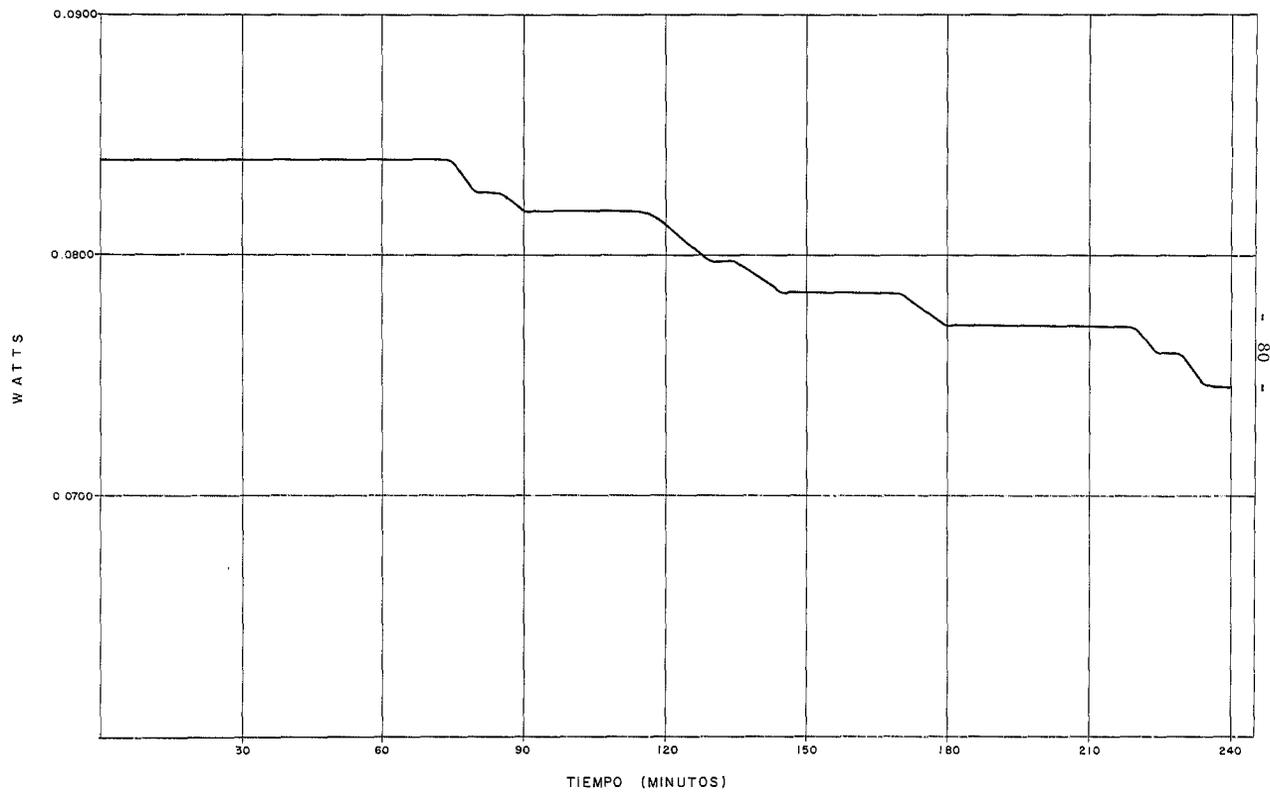


TABLA 17
 ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE CuSO_4
 CATODO - LATA DE CONSERVAS

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.45	0.080	0.03600	65	0.20	0.023	0.00460
10	0.45	0.075	0.03375	70	0.20	0.022	0.00440
15	0.40	0.070	0.02800	75	0.20	0.020	0.00400
20	0.35	0.050	0.01750	80	0.20	0.015	0.00300
25	0.35	0.050	0.01750	85	0.20	0.012	0.00240
30	0.33	0.045	0.01485	90	0.30	0.070	0.00210
35	0.30	0.040	0.01200				
40	0.30	0.030	0.00900				
45	0.28	0.028	0.00784				
50	0.28	0.025	0.00700				
55	0.20	0.025	0.00500				
60	0.20	0.025	0.00500				

Voltaje Inicial = 0.45 V

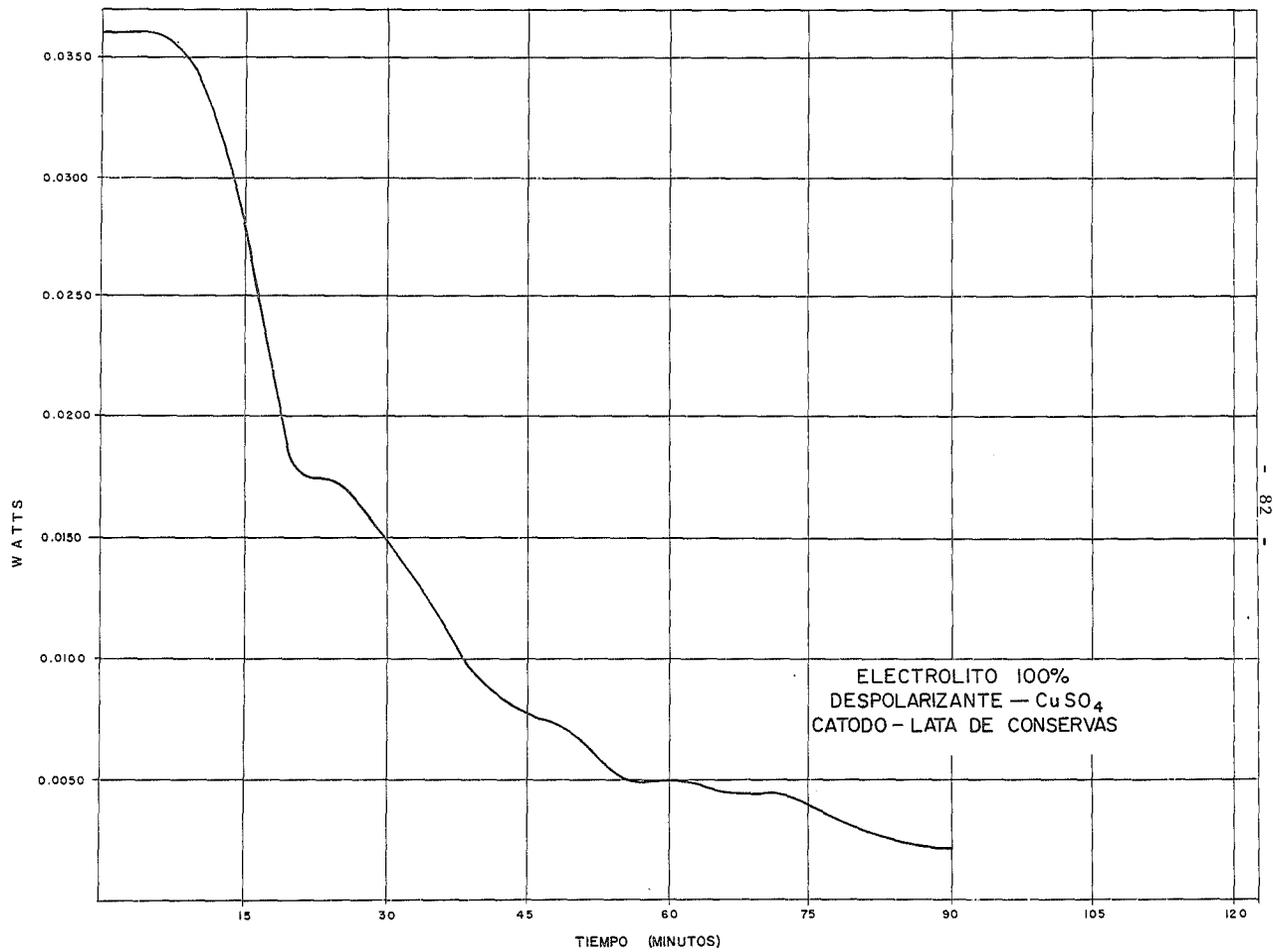
Amperaje Inicial = 0.080 A

OBSERVACIONES: La polarización en la pila es muy violenta, al cabo de hora y media se forman una capa de cobre y otras formas cristalinas que abaten la FEM, al quitar la capa, acusa una potencia de:

V = 0.30

W = 0.0180

A = 0.060 A



3.7 Despolarizante Oxilita.

Se intentó eliminar los iones hidrógeno por medio de una substancia reductora que permitiera combinarse con los iones sin que el producto interfiriera en el funcionamiento de la pila.

Se ensayó con oxilita (Na_2O_2), que al contacto con el agua del electrolito produjera agua oxigenada y permitiera combinarse con los iones hidrógeno.



Para evitar que el oxígeno del agua se escapara, se mantuvo la temperatura de la pila a 5°C.

En el primer ensayo a baja temperatura no se obtuvieron buenos resultados, ya que el electrolito se cristalizó.

En los siguientes ensayos a temperatura ambiente, se aumentó considerablemente la potencia de la pila, pero sin llegar a condiciones satisfactorias.

Los puntos de las curvas marcados con asterisco, indican la adición de más oxilita, en las que se observa un aumento en la potencia.

TABLA 18

ELECTROLITO, 100%

DESPOLARIZANTE Na₂O₂ - TEMP. 5°C

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.30	0.051	0.0153	65	0.36	0.070	0.0252
10	0.34	0.060	0.0204	70	0.36	0.060	0.0216
15	0.30	0.050	0.0150	75	0.36	0.060	0.0216
20	0.30	0.050	0.0150	80	0.36	0.060	0.0216
25	0.30	0.055	0.0165	85	0.36	0.060	0.0216
30	0.30	0.060	0.0180	90	0.36	0.060	0.0216
35	0.30	0.051	0.0153	95	0.40	0.070	0.0280
40	0.35	0.060	0.0210	100	0.32	0.060	0.0192
45	0.35	0.060	0.0210	105	0.32	0.060	0.0192
50	0.35	0.060	0.0210	110	0.32	0.060	0.0192
55	0.35	0.060	0.0210	115	0.30	0.055	0.0165
60	0.35	0.060	0.0210	120	0.30	0.055	0.0165

Voltaje Inicial = 0.30

Amperaje Inicial = 0.042

ELECTROLITO 100%
DESPOLARIZANTE OXILITA
TEMPERATURA 5°C

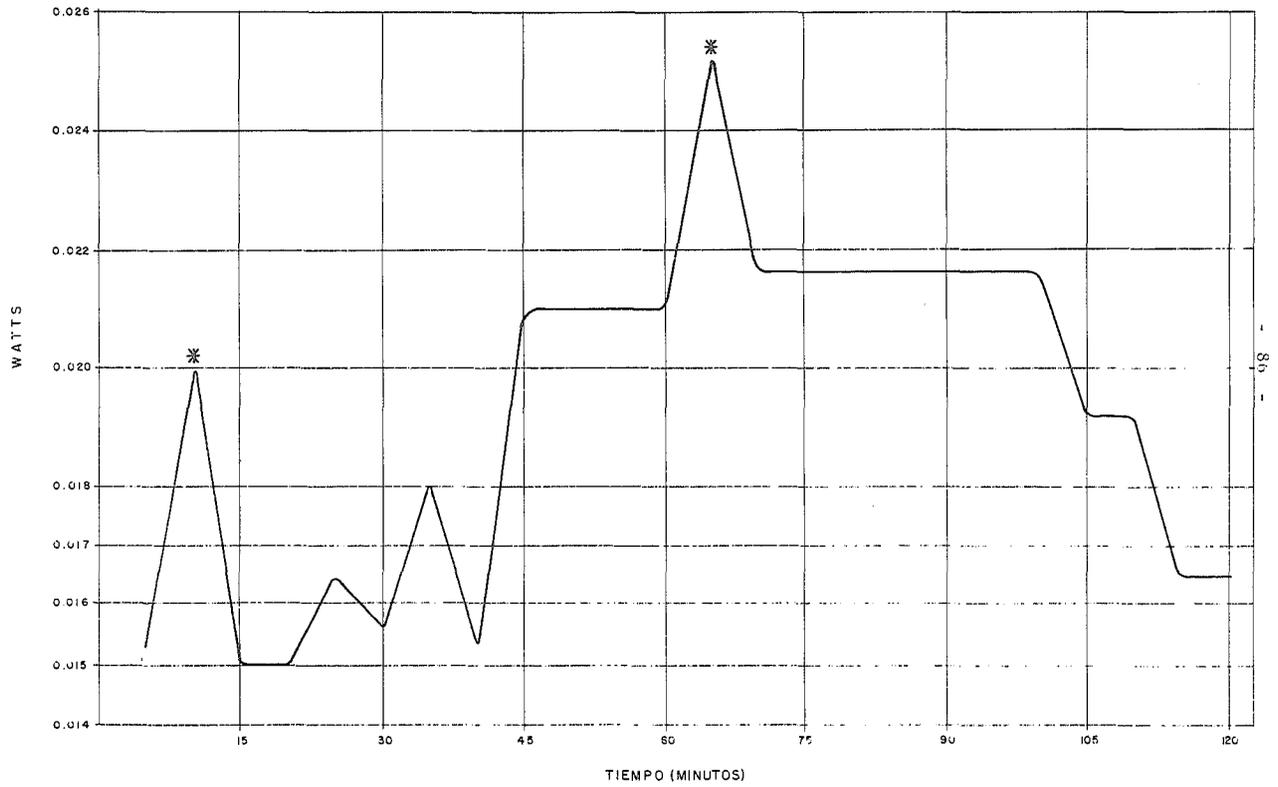
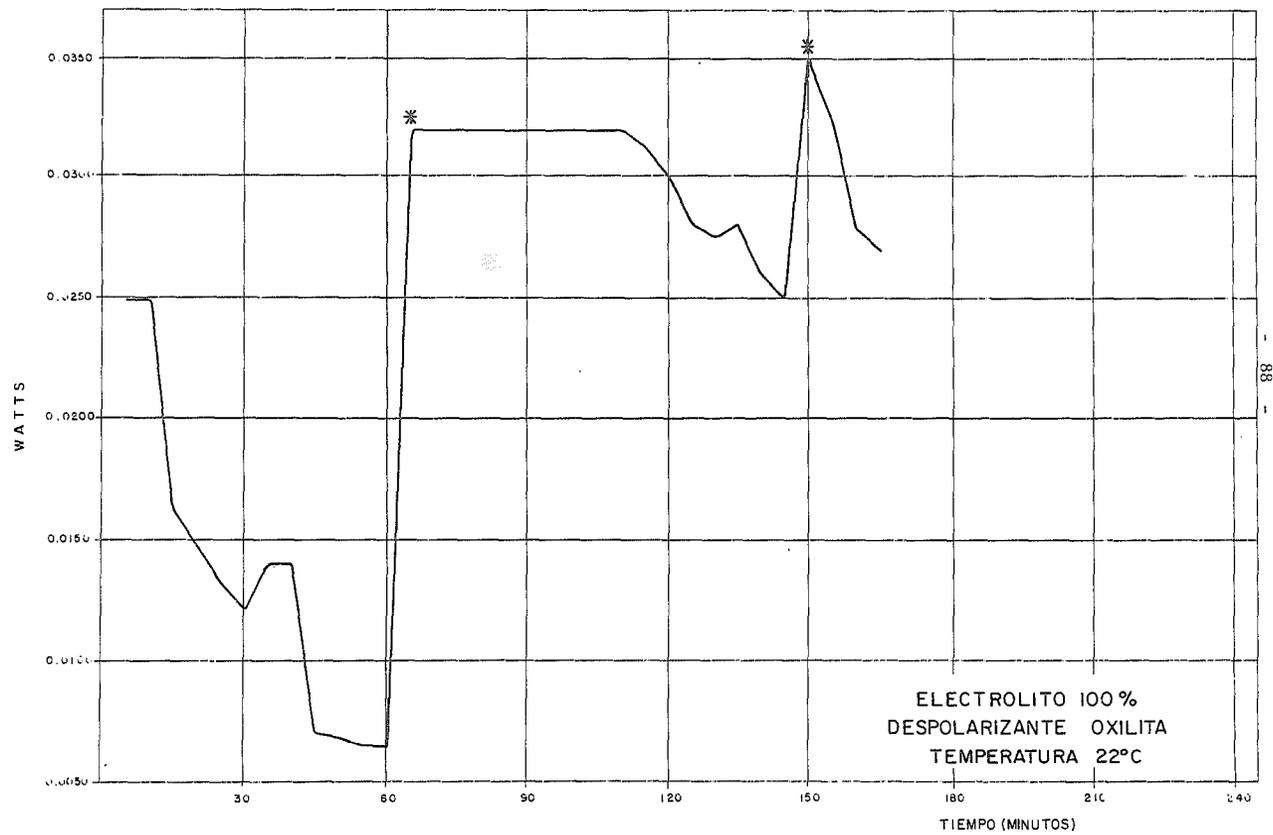


TABLA 19
 ELECTROLITO, 100%
 DESPOLARIZANTE Na₂O₂ - TEMP. 22°C

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.43	0.058	0.02494	65	0.40	0.080	0.0320	125	0.40	0.070	0.0280
10	0.43	0.058	0.02494	70	0.40	0.080	0.0320	130	0.40	0.069	0.0276
15	0.32	0.051	0.01632	75	0.40	0.080	0.0320	135	0.40	0.070	0.0280
20	0.30	0.049	0.01470	80	0.40	0.080	0.0320	140	0.40	0.065	0.0260
25	0.29	0.046	0.01334	85	0.40	0.080	0.0320	145	0.40	0.062	0.0248
30	0.28	0.043	0.01204	90	0.40	0.080	0.0320	150	0.50	0.070	0.0350
35	0.35	0.040	0.01400	95	0.40	0.080	0.0320	155	0.48	0.067	0.03215
40	0.35	0.040	0.01400	100	0.40	0.080	0.0320	160	0.45	0.062	0.0279
45	0.22	0.032	0.00704	105	0.40	0.080	0.0320	165	0.45	0.060	0.0270
50	0.22	0.031	0.00682	110	0.40	0.080	0.0320				
55	0.22	0.030	0.00660	115	0.40	0.078	0.0312				
60	0.22	0.030	0.00660	120	0.40	0.075	0.0300				

Voltaje Inicial = 0.41

Amperaje Inicial = 0.070



3.8 Indigo como Despolarizante.

Encontrándose la máxima potencia que puede proporcionar la pila, se ensayó con un compuesto natural y fácil de obtener, que tuviera la propiedad de reducir los iones hidrógeno. Por sus características se escogió un colorante natural llamado indigo o indigotina, que se encuentra bajo la forma del glucósido indicán en muchas plantas tropicales.

El indigo o indigotina por reducción se transforma en añil blanco o indoxilo.

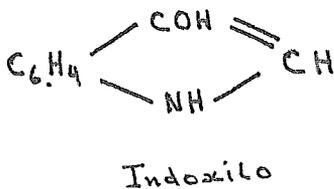
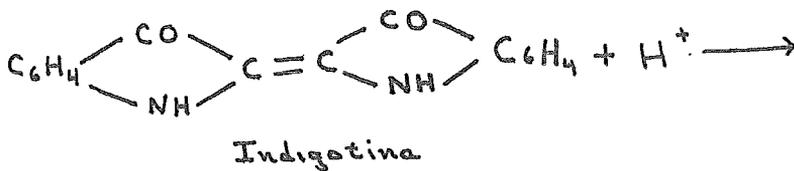


TABLA 20

ELECTROLITO 100%
DESPOLARIZANTE INDIGO - 5 gr.

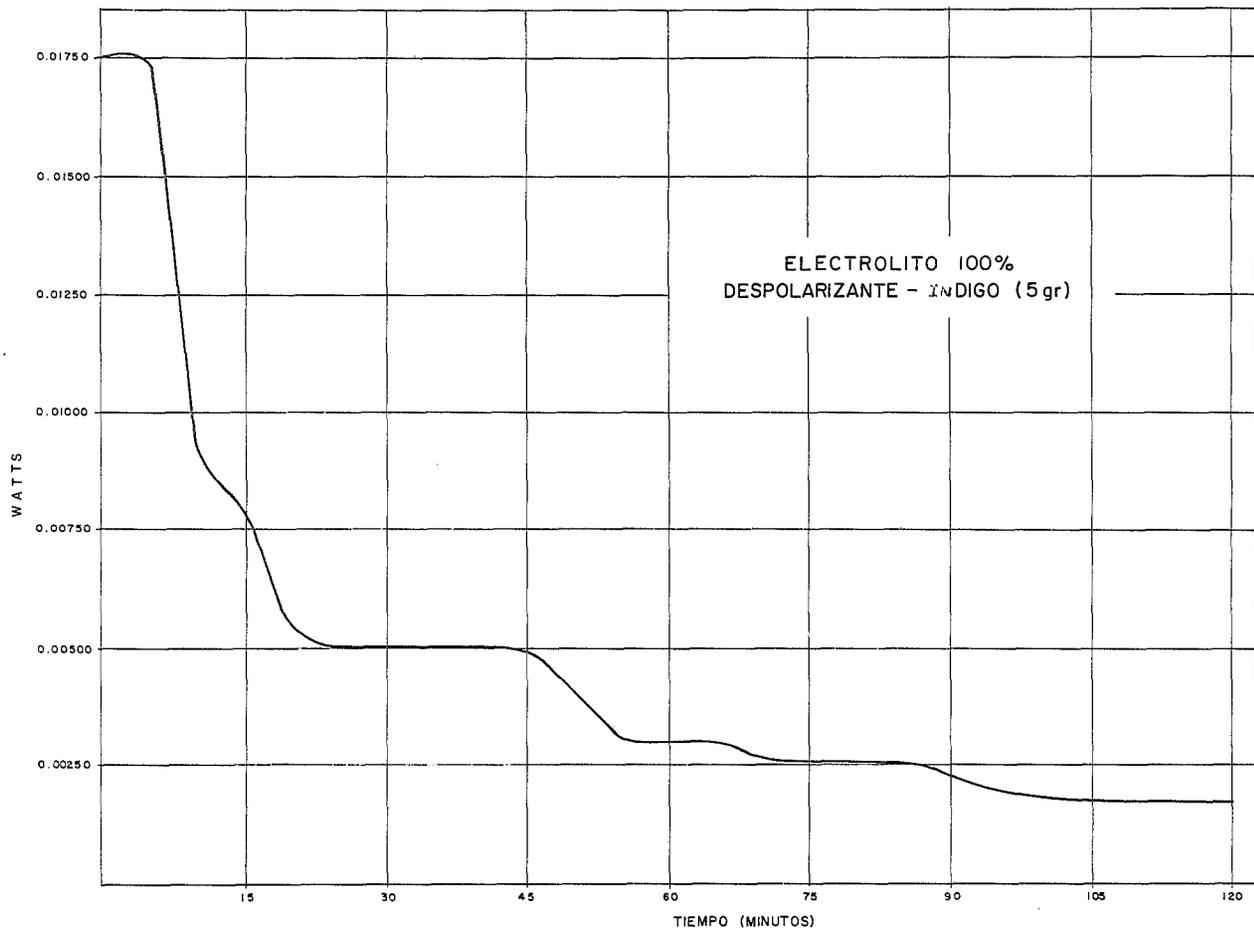
Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.35	0.050	0.01750	65	0.15	0.020	0.00300
10	0.30	0.030	0.00900	70	0.14	0.019	0.00266
15	0.28	0.028	0.00784	75	0.14	0.018	0.00252
20	0.25	0.021	0.00525	80	0.14	0.018	0.00252
25	0.25	0.020	0.00500	85	0.14	0.018	0.00252
30	0.25	0.020	0.00500	90	0.13	0.017	0.00221
35	0.25	0.020	0.00500	95	0.11	0.017	0.00187
40	0.25	0.020	0.00500	100	0.11	0.016	0.00176
45	0.25	0.020	0.00500	105	0.11	0.015	0.00165
50	0.20	0.020	0.00400	110	0.11	0.015	0.00165
55	0.15	0.020	0.00300	115	0.11	0.015	0.00165
60	0.15	0.020	0.00300	120	0.11	0.015	0.00165

Voltaje Inicial = 0.35

Amperaje Inicial = 0.050

OBSERVACION: La solución original es azul, que paulatinamente cambia a verde y después a un color amarillo verdoso.

06



3.9 Disminución del Sulfato de Amonio en el Electrolito.

Considerando las reacciones que se llevan a cabo en el interior de la pila, en la cual el sulfato de amonio se regenera:



se observaron las variaciones de voltaje, amperaje y tiempo de duración, al disminuir gradualmente la cantidad de sulfato de amonio, permaneciendo la cantidad de cloruro de sodio constante y utilizando como despolarizante sulfato de cobre.

El objeto es evitar el exceso de sulfato de amonio y la formación de cristales en el ánodo, que forman una resistencia entre el metal y la solución, con una consiguiente disminución en la FEM de la pila, Foto 4. Hay que hacer notar que la formación de cristales en la placa de zinc se manifiesta visiblemente hasta los dos días de estar funcionando la pila.

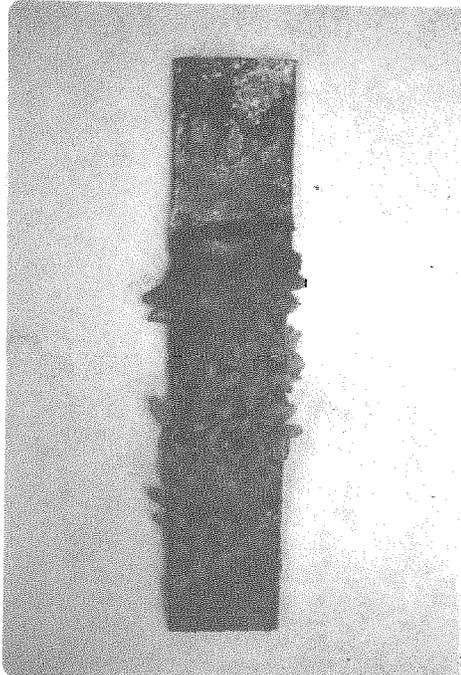


FOTO No. 4

TABLA 21

DISMINUCION DEL SULFATO DE AMONIO EN EL ELECTROLITO

Solución No.	NaCl (gr.)	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (gr.)	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ %
1	118.00	132.00	100
2	118.00	118.80	90
3	118.00	105.60	80
4	118.00	92.40	70
5	118.00	79.20	60
6	118.00	66.00	50
7	118.00	52.80	40
8	118.00	39.60	30
9	118.00	26.40	20
10	118.00	13.20	10

TABLA 22

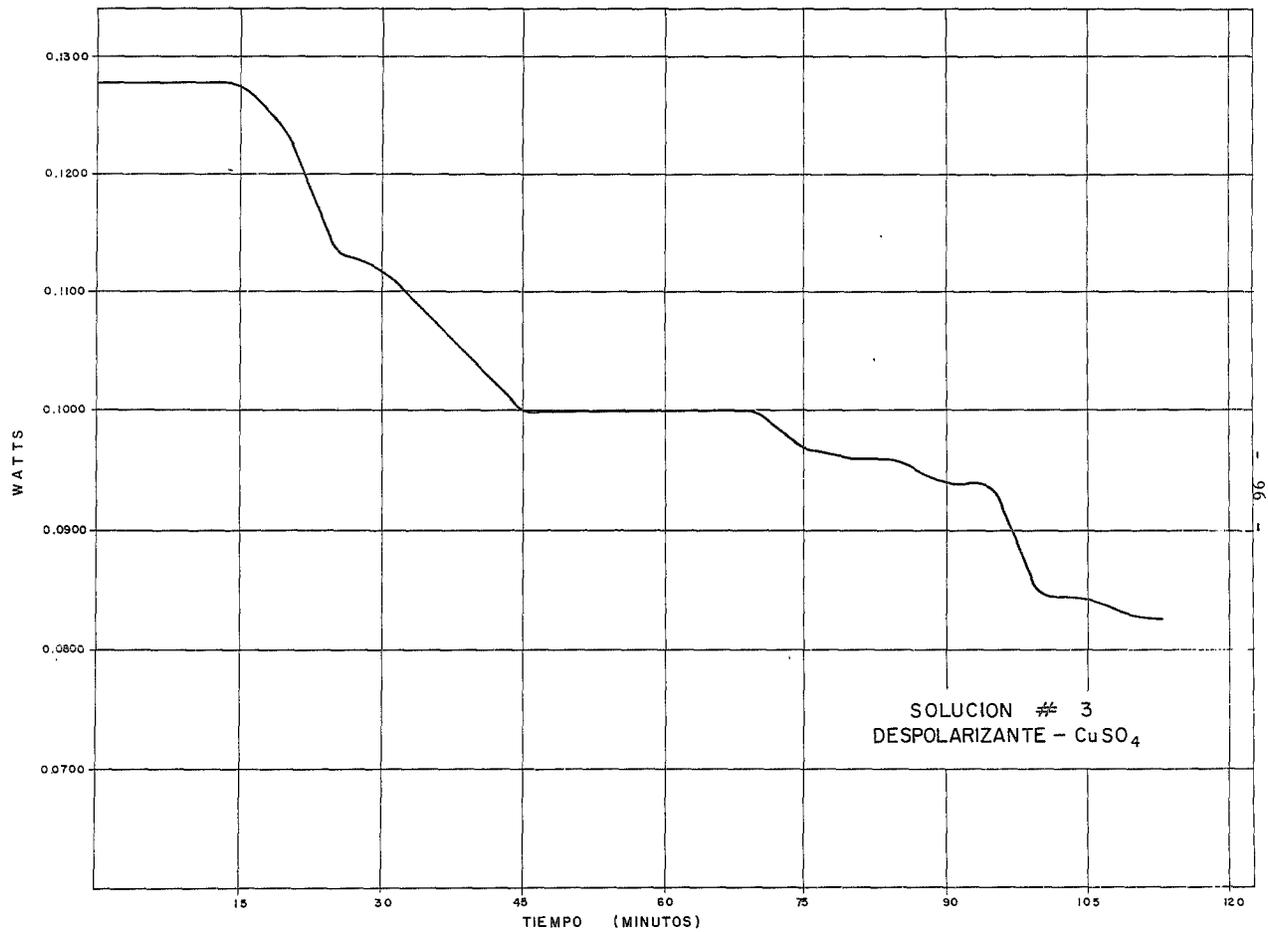
SOLUCION # 3

DESPOLARIZANTE CuSO_4

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.85	0.150	0.12750	65	0.80	0.125	0.10000
10	0.85	0.150	0.12750	70	0.80	0.125	0.10000
15	0.85	0.150	0.12750	75	0.80	0.121	0.09680
20	0.83	0.145	0.12035	80	0.80	0.120	0.09600
25	0.81	0.140	0.11340	85	0.80	0.120	0.09600
30	0.81	0.138	0.11178	90	0.79	0.119	0.09400
35	0.80	0.135	0.10800	95	0.78	0.115	0.08970
40	0.80	0.130	0.10400	100	0.75	0.110	0.08250
45	0.80	0.125	0.10000	105	0.75	0.110	0.08250
50	0.80	0.125	0.10000	110	0.75	0.108	0.08100
55	0.80	0.122	0.09760	115	0.75	0.108	0.08100
60	0.80	0.122	0.09760	120	0.75	0.108	0.08100

Voltaje Inicial = 0.85 V

Amperaje Inicial = 0.150 A



96

TABLA No. 23

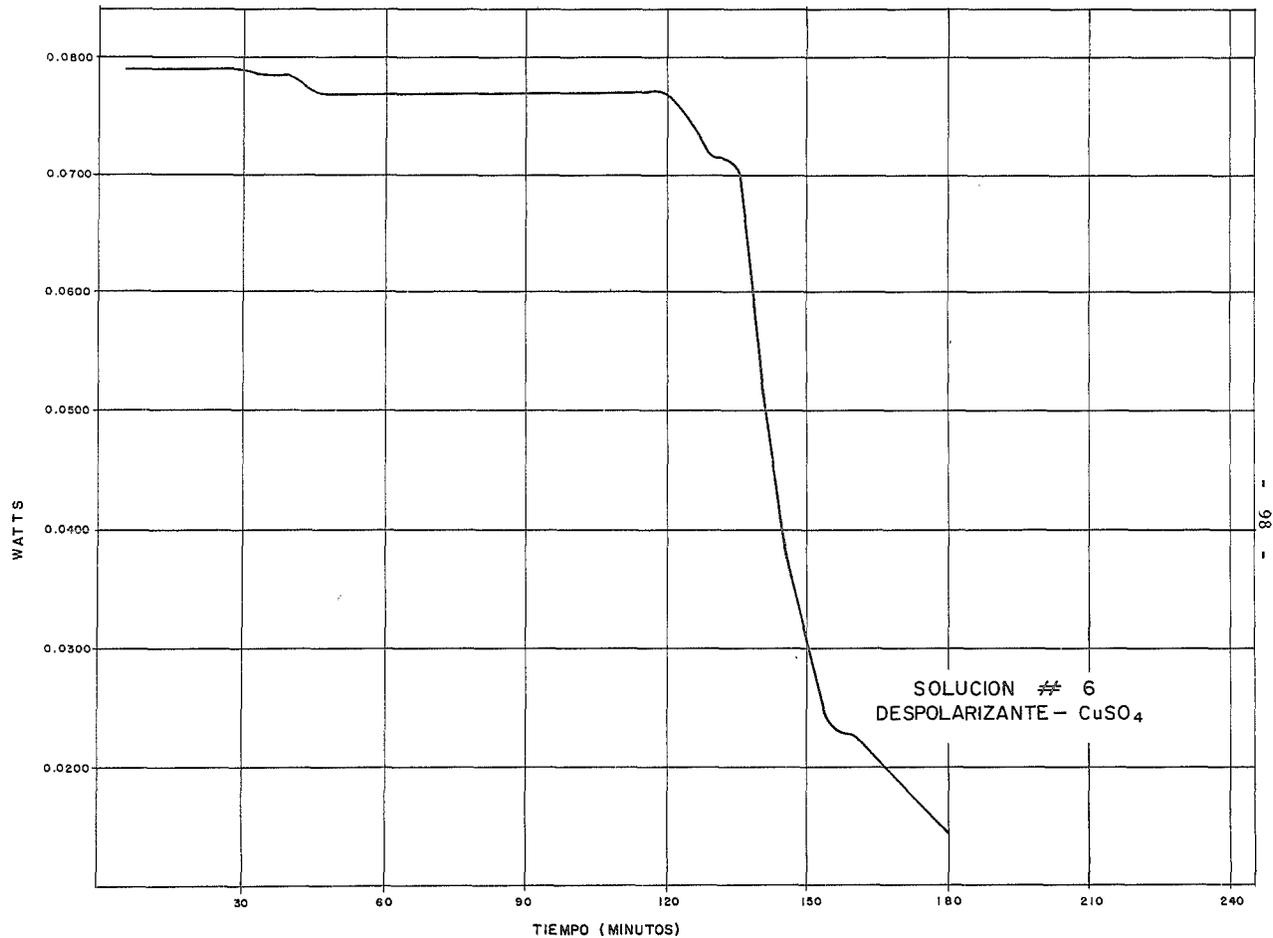
SOLUCION # 6

DESPOLARIZANTE CuSO_4

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.71	0.111	0.07881	65	0.70	0.110	0.07810	125	0.69	0.108	0.07452
10	0.71	0.111	0.07881	70	0.70	0.110	0.07810	130	0.68	0.105	0.07140
15	0.71	0.111	0.07881	75	0.70	0.110	0.07810	135	0.68	0.105	0.07140
20	0.71	0.111	0.07881	80	0.70	0.110	0.07810	140	0.59	0.090	0.05310
25	0.71	0.111	0.07881	85	0.70	0.110	0.07810	145	0.55	0.070	0.03850
30	0.71	0.111	0.07881	90	0.70	0.110	0.07810	150	0.51	0.062	0.03162
35	0.71	0.110	0.07810	95	0.70	0.110	0.07810	155	0.46	0.050	0.02300
40	0.71	0.110	0.07810	100	0.70	0.110	0.07810	160	0.46	0.050	0.02300
45	0.70	0.110	0.07810	105	0.70	0.110	0.07700	165	0.44	0.047	0.02068
50	0.70	0.110	0.07810	110	0.70	0.110	0.07700	170	0.42	0.044	0.01848
55	0.70	0.110	0.07810	115	0.70	0.110	0.07700	175	0.40	0.040	0.01600
60	0.70	0.110	0.07810	120	0.70	0.110	0.07700	180	0.38	0.038	0.01444

Voltaje Inicial = 0.71

Amperaje Inicial = 0.111



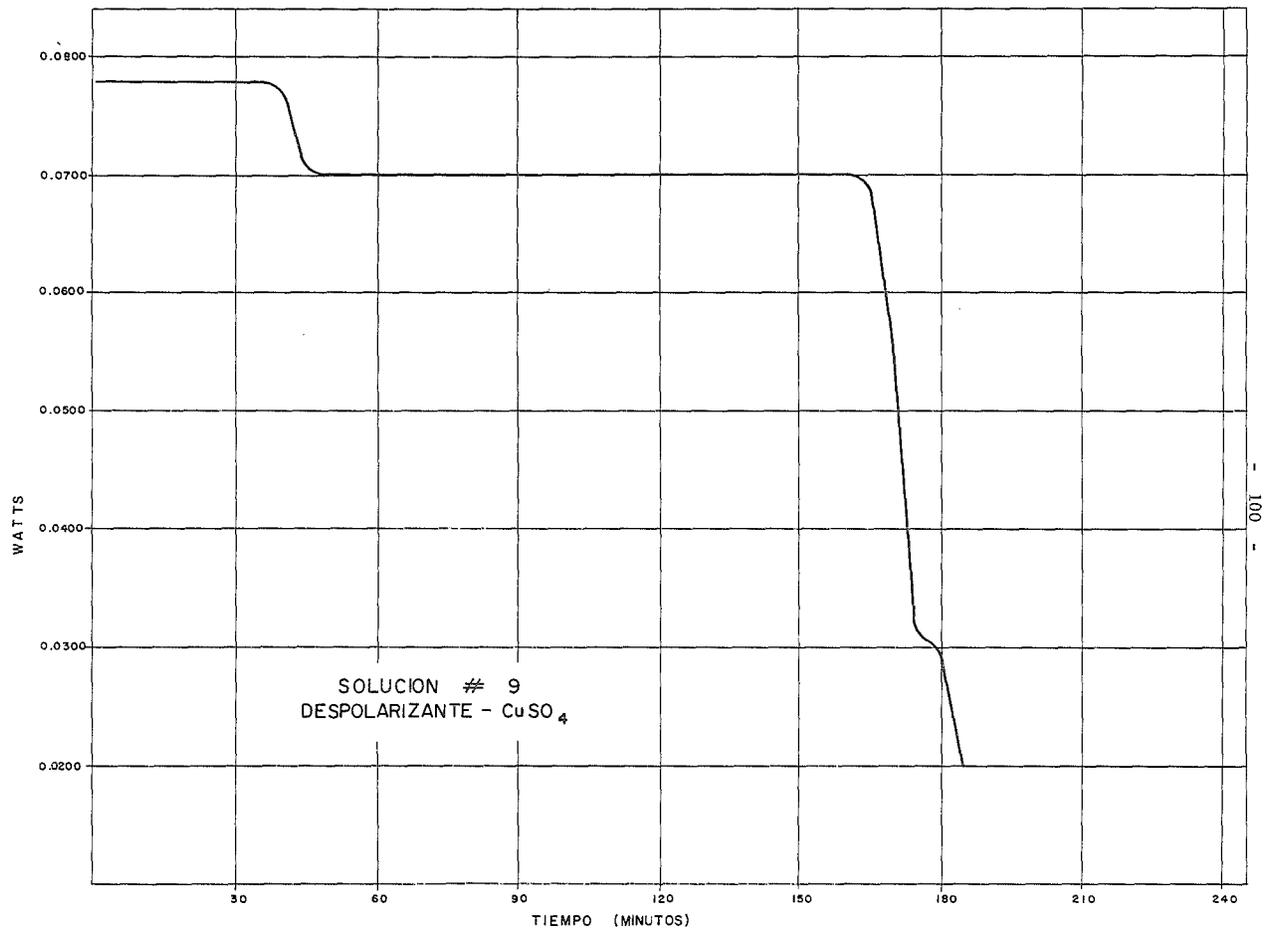
- 86 -

TABLA 23
 SOLUCION # 9
 DESPOLARIZANTE CuSO_4

Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts	Tiempo Min.	Volts	Amperes	Watts
5	0.7	0.111	0.0777	65	0.7	0.100	0.0700	125	0.7	0.100	0.0700
10	0.7	0.111	0.0777	70	0.7	0.100	0.0700	130	0.7	0.100	0.0700
15	0.7	0.111	0.0777	75	0.7	0.100	0.0700	135	0.7	0.100	0.0700
20	0.7	0.111	0.0777	80	0.7	0.100	0.0700	140	0.7	0.100	0.0700
25	0.7	0.111	0.0777	85	0.7	0.100	0.0700	145	0.7	0.100	0.0700
30	0.7	0.111	0.0777	90	0.7	0.100	0.0700	150	0.7	0.100	0.0700
35	0.7	0.111	0.0777	95	0.7	0.100	0.0700	155	0.7	0.100	0.0700
40	0.7	0.111	0.0777	100	0.7	0.100	0.0700	160	0.7	0.100	0.0700
45	0.7	0.100	0.0700	105	0.7	0.100	0.0700	165	0.7	0.100	0.0700
50	0.7	0.100	0.0700	110	0.7	0.100	0.0700	170	0.065	0.085	0.05525
55	0.7	0.100	0.0700	115	0.7	0.100	0.0700	175	0.050	0.062	0.0310
60	0.7	0.100	0.0700	120	0.7	0.100	0.0700	180	0.050	0.060	0.0300
								185	0.040	0.050	0.0200

Voltaje Inicial = 0.7

Amperaje Inicial = 0.111



3.10 Utilización de Arena de Mar para Inmovilizar el Electrolito.

Se ensayó inmovilizar el electrolito mediante un material que reuniera las siguientes condiciones:

1. El material aglutinante o inmovilizador, no debe reaccionar con el electrolito,
2. Ser de un precio considerablemente bajo, y
3. Facilidad de adquisición.

Considerando las anteriores condiciones, se utilizó como inmovilizador del electrolito, arena de mar; al hacer el ensayo se encontró que la resistencia interna que produce la arena es muy grande, lo que provoca un descenso en la FEM de la pila.

Por otra parte, se observó que el ánodo se recubre de una capa de cristales y arena, la que también ocasiona una caída de potencial, concluyéndose desechar la utilización de un inmovilizador y dejar el electrolito como una solución.

C O N C L U S I O N E S

A lo largo de los ensayos realizados y de las observaciones hechas, se concluye que para el buen funcionamiento de la pila salina de campo, la concentración del electrolito debe tener una relación molar de 2 moles de NaCl por una de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ como mínimo y en condiciones óptimas se debe reducir en un 20% de la cantidad molar del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ en las condiciones anteriores, para evitar la formación de cristales en el ánodo.

Con lo que respecta al despolarizante, no se obtuvieron valores mayores a los registrados por el sulfato de cobre, a excepción de la mezcla HNO_3 - CuSO_4 que tiene la desventaja de que la barra de zinc se corroe completamente, teniendo que reemplazarla por otra, lo que no sucede cuando solo se agrega CuSO_4 . Tampoco se encontró un despolarizante similar que tuviera las características del sulfato de cobre, como bajo precio, disponibilidad en el campo, etc.

Con lo que respecta a los electrodos, el cátodo de ser posible debe ser de acero o fierro y no de latón, ya que el acero tiene un potencial de reducción mayor que la del latón, que es el material de que están hechas las latas de conservas.

Tanto el ánodo como el cátodo se recubren de una película de cobre, que en algunos casos se desprende, y en otros se queda adherida, la que hay que quitar en forma manual, principalmente en el ánodo, para que la pila siga funcionando normalmente.

La máxima FEM que puede proporcionar la pila de campo, con intensidades de corriente relativamente altas, es de 0.8 V. por un espacio no mayor de dos horas, disminuyendo conforme los efectos de polarización se manifiestan en el interior de la pila.

B I B L I O G R A F I A

Burriel Marti, Fernando. Química Analítica Cualitativa, Madrid,
1965.

J. Electrochem. Soc., 99, No. 8, Agosto, 1952.

J. Electrochem. Soc., 99, No. 9, Septiembre, 1952.

Villarreal D., Enrique. Elementos de Electroquímica Formativa,
México, 1970.

Villarreal D., Enrique. Fuentes Electroquímicas de Corriente,
Ed. Limusa Wiley, México, 1971.