

10
2oj.



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO
FACULTAD DE QUIMICA

**"ESTUDIOS SOBRE LA RESISTENCIA A LA
CORROSION DE ELECTRODEPOSITOS
DE BISMUTO"**



EXAMENES PROFESIONALES
FAC. DE QUIMICA

T E S I S
QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:
INGENIERO QUIMICO METALURGICO
P R E S E N T A :
FELIX LOPEZ MIJARES

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

México, D. F.

1988



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 está 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.

I N D I C E

PAGINA

INTRODUCCION	2
CAP. 1 APLICACIONES DEL POTENCIOSTATO EN ESTUDIOS DE CORROSION.....	8
1.1. CLASIFICACION DE LOS PROCESOS - DE CORROSION.....	8
1.1.1. CLASIFICACION SEGUN EL MEDIO...	8
1.1.1.1. CORROSION QUIMICA.....	8
1.1.1.2. CORROSION ELECTROQUIMICA.....	9
1.1.2. CLASIFICACION SEGUN LA FORMA...	9
1.1.2.1. CORROSION UNIFORME.....	9
1.1.2.2. CORROSION LOCALIZADA.....	11
1.1.2.3. AGRIETAMIENTO POR EL MEDIO.....	12
1.1.2.4. CORROSION INTERGRANULAR.....	14
1.1.2.5. DESAELACION.....	15
1.2. REACCIONES DE CORROSION.....	15
1.2.1. REACCIONES ANODICAS.....	16
1.2.2. REACCIONES CATODICAS.....	16

	<u>PAGINA</u>
1.3.	METODO GALVANOSTATICO..... 18
1.4.	METODO POTENCIOSTATICO..... 20
1.5.	TECNICAS EXPERIMENTALES..... 23
1.5.1.	TECNICA DE POLARIZACION ANODI-- CA..... 23
1.5.2.	TECNICA DE POLARIZACION CATO- - DICA..... 24
1.5.3.	METODO DE EXTRAPOLACION DE - - TAFEL..... 26
1.5.4.	METODO DE RESISTENCIA A LA PO- LARIZACION..... 33
1.5.5.	TECNICA DE LA POLARIZACION PO- TENCIODINAMICA..... 35
1.5.6.	METODO DEL POTENCIAL DE CORRO- SION..... 40
CAP. 2	DESARROLLO EXPERIMENTAL..... 44
2.1.	MAERIALES EMPLEADOS..... 44
2.1.1.	SOLUCIONES DE PRUEBA..... 44
2.2.	PREPARACION DE LAS MUESTRAS.... 47
2.3.	EQUIPO UTILIZADO..... 48
2.3.1.	CELDA DE POLARIZACION..... 48
2.3.2.	DISPOSITIVO DEL SOPORTE DE - TRABAJO..... 49

	<u>PAGINA</u>
2.3.3. POTENCIOSTATO - GALVANOSTA-- TO.....	49
2.4. DETERMINACION DE LAS CURVAS - POTENCIODINAMICAS.....	51
CAP. 3 RESULTADOS EXPERIMENTALES.....	57
CAP. 4 DISCUSION DE RESULTADOS.....	62
CONCLUSIONES.....	74
BIBLIOGRAFIA.....	77

INTRODUCCION

La corrosión puede considerarse como una reacción entre el metal y el medio que lo rodea, cuyo resultado es la pérdida de metal. La pérdida de la resistencia mecánica o ductilidad para el componente metálico en su conjunto, es generalmente el cambio más importante en sus propiedades. El control de la reacción de corrosión se basa en la práctica de actuar sobre el propio medio o sobre el metal. El control sobre el medio o ambiente significa controlar su composición o reducir la humedad en la atmósfera, desaerear los electrolitos, cambiar la acidez o alcalinidad a valores más moderados, eliminar las bacterias, reducir la temperatura o añadir sustancias químicas específicas para inhibir la reacción de corrosión.

Desde el punto de vista de producción, lo más deseable sería obtener un metal o una aleación que desde su estado primario de fabricación, tuviera una determinada resistencia a la corrosión. Sin embargo, el costo de producción de un acero inoxidable resulta más elevado que el de los recubrimientos.

La elección de un material como recubrimiento, depende del aspecto o de la facilidad de su aplicación, así como también de la manera de comportarse en servicio. Si el pro

pósito de la protección es suprimir la formación de un producto de corrosión indeseable, no siendo necesario un acabado metálico, entonces pueden ser adecuados los recubrimientos no metálicos como las pinturas.

Metales como aluminio, titanio, estaño, forman películas de óxido, que pueden hacerse más estables por medio de tratamientos químicos o electroquímicos adecuados.

El modo de protección de un sustrato metálico por medio de un recubrimiento metálico, depende de la magnitud del par galvánico que hay entre ellos, es decir, de si el recubrimiento es electropositivo o electronegativo con respecto al metal base. Por ejemplo, el acero puede protegerse satisfactoriamente con níquel o zinc a pesar de que el níquel es más electropositivo con respecto al hierro. La protección con níquel depende del hecho que el acero no esté en contacto directo con el medio corrosivo y por lo tanto, es esencial que la capa de níquel esté exenta de poros. El zinc, sin embargo, es inminentemente más activo que el acero y se corroe con preferencia protegiéndolo sacrificialmente.

El bismuto como metal, era ya conocido en la Edad Me-

dia, su nombre original es el alemán Wismut, palabra de -
incierto etimología. El bismuto impuro se confundía al -
principio con el antimonio, el estaño y el zinc. En el -
Siglo XVIII, fue identificado como elemento metálico. Es
el elemento más metálico de su grupo y posee la propiedad
de aumentar de volumen al solidificar. Su conductividad
térmica es inferior a la de cualquier metal, a excepción
del mercurio.

En México, se utiliza principalmente en la industria
farmacéutica para el tratamiento de diarrea, gastritis, y
úlceras gastrointestinales y en la industria en general, -
en dispositivos de seguridad para la fabricación de alea--
ciones fundibles en cabezas de rociadores.

En todo el país la única compañía que se dedica a la
obtención del metal afinado, es Peñoles, S.A. de C.V., ya
que Industrial Minera México, S.A. de C.V. vende su produc
ción de bismuto con plomo.

En los países industrializados el bismuto se utiliza
principalmente en las industrias Metalúrgica, Electrónica
y en Galvanoplastia. El interés en este metal se demues-
tra por el hecho de que en Bélgica en 1976, se crea el Ins
tituto del Bismuto, en el cual el proyecto más importante,

es la creación de un electrolito para la depositación de bismuto que sea rentable en la industria. En adición a sus propiedades físicas, los recubrimientos de bismuto pueden ser particularmente útiles, debido a sus propiedades químicas.

Los electrolitos empleados en la depositación del bismuto se clasifican en dos grupos: los alcalinos y los ácidos, entre los baños ácidos están, los de sulfato, cloruros, fluoruros, fluoroboratos y fluorosilicatos, en tanto en los baños alcalinos existen los de pirofosfato y los de citratos.

El principal interés en la realización de este trabajo fue el de probar la resistencia a la corrosión de un electrodepósito de bismuto en diferentes medios acuosos que pudieran simular las condiciones de operación de algunos procesos industriales. Este electrodepósito fue el que mejores propiedades de adherencia y acabado presentó en un trabajo realizado previamente ⁽¹⁾.

El electrodepósito de bismuto se realizó sobre un acero al carbono (1010), se utilizaron otros dos materiales de prueba que fueron bismuto puro y acero al carbono (1010) sin recubrir.

Los electrolitos empleados fueron:

- a) Agua potable
- b) Agua desionizada
- c) Agua potable + 10% de cloruro de sodio
- d) Acido sulfúrico 0.1 N.

Para la realización de las pruebas de corrosión, se utilizó el método electroquímico de polarización potencio dinámica, el cual permitió calcular la velocidad de corrosión del material de prueba y permitió observar el mecanismo que presentaba el proceso corrosivo.

CAPITULO I

APLICACIONES DEL POTENCIOSTATO EN ESTUDIOS DE CORROSION

1.1. CLASIFICACION DE LOS PROCESOS DE CORROSION.

Una posible definición de corrosión, es la siguiente:
"Es la degradación de un metal por un proceso electroquímico en el cual existen reacciones heterogéneas anódicas y - catódicas" (2).

El conocer la velocidad de corrosión ayuda a determinar el grado de deterioro que sufren los materiales por la acción de los medios en que se usan. Esto es de gran interés, pues mediante estudios se ha comprobado que en muchos países los daños causados por la corrosión equivalen del 1.5 al 3.5% del Producto Interno Bruto (3).

Para un mejor entendimiento de los procesos de corrosión, éstos se pueden clasificar según el medio y/o según la forma.

1.1.1. Clasificación según el medio.

1.1.1.1. Corrosión química.

Bajo esta denominación, se analizan todos aquellos casos en que el metal reacciona con un medio no iónico, (por ejemplo: oxidación en aire a alta temperatura).

1.1.1.2. Corrosión electroquímica.

Se considera que desde el punto de vista de la participación de iones metálicos, todos los procesos de corrosión son electroquímicos. Sin embargo, es usual designar corrosión electroquímica a la que implica un cátodo, un electrolito y un transporte de corriente a través del electrolito. A este grupo pertenecen la corrosión en agua, la corrosión atmosférica, la corrosión en los suelos, etc.

1.1.2. Clasificación según la forma.

Cuando se trata de estudiar los mecanismos de ataque, es útil la clasificación según el medio, pero si se quieren evaluar los daños producidos por la corrosión, es más útil la clasificación según la forma ^(3,4,5).

1.1.2.1. Corrosión uniforme.

Este tipo de corrosión se caracteriza por la pérdida uniforme del metal de la superficie corroída. El ataque que se extiende en forma homogénea sobre toda la superficie metálica y su penetración media es igual en todos los puntos. Un ataque de este tipo permite calcular fácilmente la vida útil de los materiales expuestos.

La corrosión se subdivide en:

a). Corrosión general.

Es debida a la solubilidad de los productos de corrosión a una velocidad determinada por el potencial de electrodo del metal en el medio particular y a la cinética de la reacción.

Cuando ocurre la formación de una barrera aislante pasivadora, disminuye el ataque posterior. La velocidad de corrosión disminuye y el metal adquiere cierta inmunidad al ataque en el medio corrosivo.

b). Corrosión galvánica.

La corrosión galvánica ocurre cuando un metal o aleación es acoplado a otro, o a un conductor no metálico en el mismo electrolito. El grado de la aceleración de la corrosión es afectado por los siguientes factores:

- i) La diferencia de potencial entre los metales o aleaciones acoplados.
- ii) La naturaleza del medio.
- iii) El comportamiento de la polarización del metal.

- iv) La relación geométrica de los componentes metálicos o aleaciones.

1.1.2.2. Corrosión localizada.

Se define como el ataque limitado en una área específica. El ataque localizado aparece siempre como resultado de una heterogeneidad del material.

Tipos de corrosión localizados:

- a). Por picado.

Puede ocurrir en una área expuesta de un metal o aleación donde la superficie no es homogénea, debido a que se forman celdas localizadas originadas por diferencias metalúrgicas. Para que ocurra el picado, se necesita que el medio corrosivo contenga ciertos aniones que causen o favorezcan el picado. El anión que aparece con más frecuencia como el causante del picado, es el cloruro. En general, se ha observado que los iones que causan el picado son aniones de ácidos fuertes.

- b). Corrosión en hendiduras.

Esta forma de ataque ocurre en uniones, en donde la renovación del medio corrosivo sólo puede ocurrir por difusión.

sión. Un ejemplo, es en las estructuras expuestas a la atmósfera, en las cuales las superficies dentro de las uniones están sujetas a períodos largos de humedad, lo cual provoca la formación de celdas galvánicas que producen corrosión localizada.

1.1.2.3. Agrietamiento por el medio.

En condiciones especiales un metal o aleación sometido a la acción de tensiones y a la acción corrosiva pueden presentar el fenómeno llamado agrietamiento por el medio. En este caso particular aparecen grietas en el metal o - - aleación, las cuales con el tiempo se propagan hacia su interior.

Formas de agrietamiento por el medio:

a). Agrietamiento por corrosión bajo esfuerzo.

Es un tipo de falla frágil en un metal dúctil, como resultado de la acción combinada de un esfuerzo de tensión y la interacción de un medio corrosivo específico.

b). Fragilización por hidrógeno.

El término de fragilización por hidrógeno, se confun-

de frecuentemente con la corrosión bajo esfuerzo, debido a que el hidrógeno genera tensiones elevadas. Para distinguir la fragilización por hidrógeno de la corrosión bajo esfuerzo, es conveniente juzgar los siguientes conceptos:

- i) La fractura debido al hidrógeno introducido en el metal sin corrosión de éste, por ejemplo, en la protección catódica, no es corrosión bajo tensión.
- ii) La fractura debido al hidrógeno producida por una alta velocidad de corrosión uniforme como en el decapado tampoco es corrosión bajo tensión, porque no se necesita tener un esfuerzo mientras el hidrógeno se produce y la fractura se presenta posteriormente cuando la tensión es aplicada después de la reacción corrosiva con liberación de hidrógeno.
- iii) Cuando el hidrógeno se produce por corrosión local en una fractura o picadura sobre un metal sometido a esfuerzo de tensión y resulta una propagación en la fractura, entonces pertenece al tipo de corrosión bajo tensión.

c). Agrietamiento por un metal líquido.

Es el resultado de la acción combinada de un esfuerzo de tensión y de un metal líquido en contacto con la su superficie del metal o aleación.

d). Corrosión por fatiga.

Resulta de la acción combinada de un esfuerzo cíclico de tensión y compresión y un medio corrosivo.

Esta forma de corrosión carece de especificidad del medio corrosivo que es asociado con los otros tipos de - - agrietamiento por el medio.

1.1.2.4. Corrosión intergranular.

Consiste en el ataque diferencial en el límite de grano de un metal o aleación. Este ataque diferencial o preferente a lo largo de los límites de grano se debe a la - formación de regiones anódicas y catódicas, regiones que - se forman por la segregación de elementos específicos o -- por la formación de un compuesto en el límite. La forma - más susceptible de ataque intergranular ocurre en los ace-ros inoxidables y en aleaciones base níquel ricas en cromo. En la mayoría de estas aleaciones la formación de precipi-

tados de carburos de cromo en los límites de grano, es la causa más común de susceptibilidad al ataque intergranular.

1.1.2.5. Desaleación.

Es el proceso corrosivo, en el cual uno o más de los componentes de una aleación es corroído preferencialmente provocando la formación de una estructura residual alterada. En la desaleación del hierro fundido gris, el hierro se corroe dejando intacta la matriz grafitica. En este caso, cerca del 90% de la aleación original pudo haberse perdido, debido a la corrosión sin cambio aparente en el volumen o espesor. Generalmente, la desaleación se detecta por el cambio de color. Los broncees cambian de amarillo a rojo; los hierros fundidos de gris plateado a gris oscuro.

1.2. REACCIONES DE CORROSION.

Para que puedan existir procesos de corrosión, es necesario que exista una pila de corrosión, la cual se compone principalmente por:

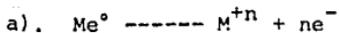
- a). El ánodo
- b). Un cátodo

- c). Conductor iónico
- d). Conductor electrónico

y en las cuales se efectúan reacciones anódicas y catódicas.

1.2.1. Reacciones anódicas.

Pueden describirse genéricamente como:

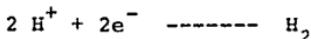


donde Me = metal; MeO = óxido del metal y e^{-} = electrones.

1.2.2. Reacciones catódicas.

Estas pueden ser de varios tipos, siendo las principales:

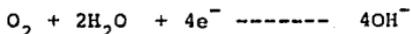
- a). Desprendimiento de hidrógeno



b). Reducción de oxígeno en medio ácido.



c). Reducción de oxígeno en medio neutro o alcalino.



d). Reducción parcial.



e). Reducción total.



La principal causa de la corrosión, es la inestabilidad de los metales en sus formas refinadas, ya que tienden a volver a sus estados originales a través de los procesos de corrosión.

La mayoría de las reacciones de corrosión, son electroquímicas, por esa razón las curvas de polarización se pueden determinar de dos maneras:

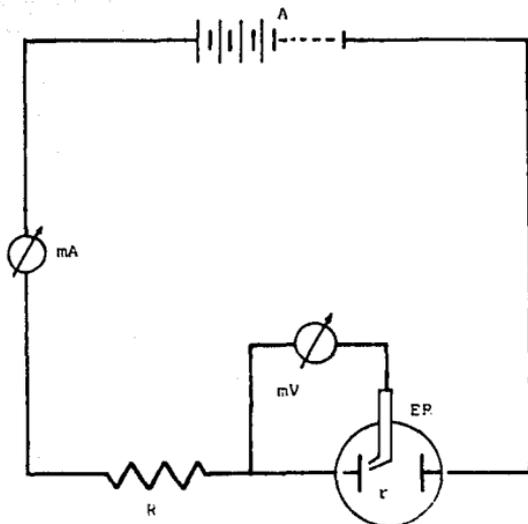
1.3. METODO GALVANOSTATICO.

Las curvas de polarización se determinan mediante la aplicación de una corriente constante y midiendo el potencial. Se repite este procedimiento a diferentes valores de corriente, midiendo en cada caso el nuevo potencial alcanzado. El equipo experimental necesario para el trazado de curvas galvánicas es muy simple Fig. 1, pues se requiere como única condición que la resistencia del circuito (R) , sea mucho mayor que la resistencia de la celda (r) . De este modo se consigue que la corriente permanezca constante independientemente de los fenómenos que ocurren en la celda.

Es conveniente que el milivoltímetro que se usa para medir el potencial sea de gran impedancia de entrada 10^9 - ohmios o mayor. De otro modo la corriente que circula entre el material y el electrodo de referencia puede afectar las mediciones. En general un medidor de pH cumple bien las condiciones.

Si el material muestra resistencia positiva en todo el intervalo de corriente usado, la curva galvanostática así obtenida, es idéntica a una curva potencioestática. Sin embargo, si el sistema presenta un intervalo de resis-

FIGURA 1.



CIRCUITO GALVANOSTATICO PARA EL TRAZADO DE CURVAS DE POLARIZACION. (Tomado de CORRSION, - José R. Galvele, 1980).

LEYENDA:

- A: fuente de corriente continua
- R: resistencia
- r: resistencia de la celda
- mV: milivoltímetro
- mA: miliamperímetro
- ER: electrodo de referencia

tencia negativa, por ejemplo durante la pasivación, la curva galvanostática mostrará una discontinuidad en el trazo.

La ventaja del método galvanostático, es que se trata de una técnica de medición más simple en cuanto a equipo - se refiere.

Sus desventajas son:

- i) La velocidad de respuesta no es suficientemente grande.
- ii) Sólo puede usarse cuando las curvas de polarización muestran una variación monótona. No es adecuada en casos en que haya cambios bruscos en la curva de polarización, tal como ocurre - en la pasivación de metales.

1.4. METODO POTENCIOSTATICO.

Con circuitos tan simples como los galvanostáticos no es posible mantener el material a un potencial constante - que no sea afectado por la corriente. En general, se requiere un circuito electrónico que mantenga el potencial - constante y tenga una velocidad de respuesta suficientemente grande. Estos equipos llamados potencióstatos fueron -

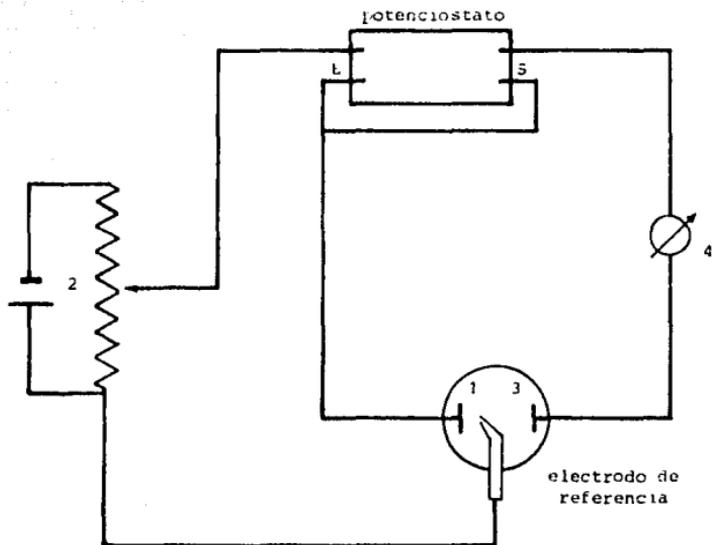
desarrollados inicialmente por Hickling en 1942⁽²⁾. La forma de un potencioestado se ve esquemáticamente en la figura 2.

El potencioestado permite mantener constante el potencial del material (1) medido respecto al electrodo de referencia (2), el potencial deseado se fija mediante el circuito potenciométrico (4), el potencioestado tiene una entrada de alta impedancia (E) que al detectar la diferencia de potencial entre el electrodo de trabajo y el electrodo auxiliar (1-3) con respecto al fijado en el circuito potenciométrico (4), envía una señal que modifica la corriente entre el electrodo de referencia (2) y el electrodo de trabajo (1), tal que compense dicha diferencia.

La corriente medida en el amperímetro (6), es igual a la que circula por el material y se usa como medida de la velocidad de corrosión del material. La curva de polarización potencioestática se obtiene a partir de los valores de corriente medidos en el amperímetro (6) para cada potencial.

La ventaja más importante de un potencioestado es su velocidad de respuesta. En general, se logra que desde la detección de una diferencia en potencial hasta su compensación se tarde de 1 a 10 microsegundos.

FIGURA 2.



CIRCUITO POTENCIOSTATICO PARA TRAZADO DE CURVAS DE -
POLARIZACION. (Tomado de CORROSION, José R. Galvele,
1980).

LEYENDA:

- 1 electrodo de trabajo
- 2 circuito potenciométrico
- 3 contraelectrodo inerte
- 4 amperímetro o registrador de corriente
continua

E - entrada

S - salida

1.5. TECNICAS EXPERIMENTALES.

Existen diferentes técnicas electroquímicas utilizadas en estudios de corrosión donde el método potencioestático puede ser empleado:

1.5.1. Técnica de polarización anódica.

De las numerosas reacciones anódicas posibles, las que interesan en corrosión son las de disolución del material afectado. O sea el paso de iones metálicos de la red metálica al medio corrosivo. Por ejemplo:



El paso directo de iones de la red metálica a la solución, tal como implica la ecuación 1, es relativamente raro. En general, el proceso de disolución de un metal ocurre por etapas más o menos complejas y la ecuación anterior muestra sólo el estado inicial y final.

En la solución en la cual se encuentra un metal, al circular una corriente, el potencial del metal varía y se observa una sobretensión. Esta, que puede mantenerse arbitrariamente en cualquier valor, es la que determina el com

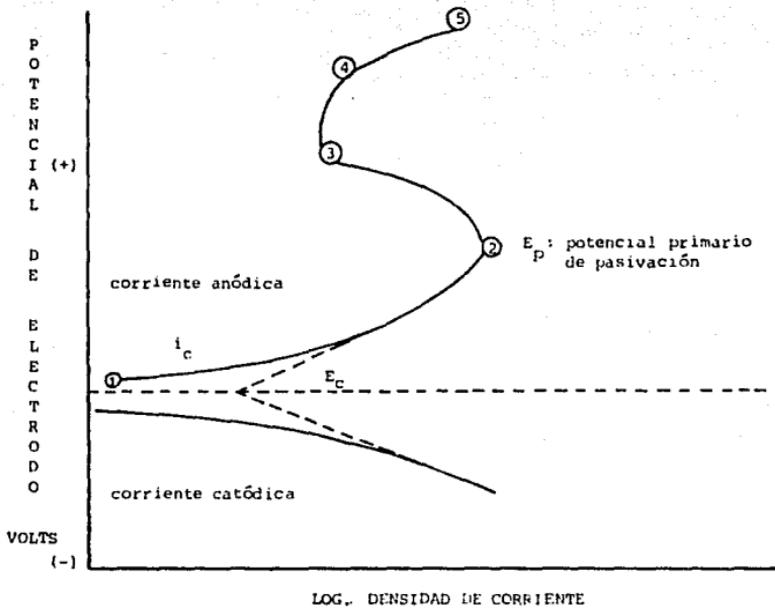
portamiento del metal. Cuando la sobretensión es positiva, circulará una corriente positiva por la interfase metal - solución y el metal se corroerá. Midiendo la corriente - que circulará a cada sobretensión, se obtiene una curva de polarización anódica que tendrá alguna de las formas indicadas en la figura 3.

La determinación de estas curvas se utiliza para predecir la cantidad de corrosión bajo condiciones experimenta - les conocidas y la posibilidad de evaluar aquellas condiciones de ambiente y composición de las aleaciones, las cuales ayudan a la pasivación. Entonces, ésto puede ser usado como una técnica rápida de clasificación en el desarrollo de la resistencia a la corrosión de aleaciones. Esto ayuda a la selección de materiales de construcción, para los sistemas de proceso, en un medio corrosivo específico o dado un medio corrosivo cualquiera, es posible, mediante compara - ción de curvas de polarización anódica, determinar qué ma - terial presentará mayor resistencia a la corrosión en di - cho medio.

1.5.2. Técnica de polarización catódica.

Una de las reacciones catódicas más importantes, en los procesos de corrosión, es el desprendimiento de hidró

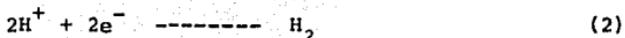
FIGURA 3.



POSIBLES REGIONES QUE PUEDE TENER UNA CURVA DE POLARIZACION ANODICA.

- ZONA 1-2: el metal se disuelve en forma activa.
- ZONA 2-3: sobre el metal aparece una película muy delgada de óxido que dificulta su disolución.
- ZONA 3-4: al aumentar el potencial, el óxido pasivante aumenta de espesor, sin aumento importante de corriente.
- ZONA 4-5: se presentan fenómenos como transpasividad, oxidación del solvente, picado o ataque intergranular.

geno en medios ácidos como indica la ecuación 2.



El hidrógeno que se forma cuando ocurre la reacción 2, puede desprenderse y pasar al medio ambiente o bien puede ser absorbido por un metal en proceso de corrosión.

En el segundo caso, el metal puede formar hidruros o fragilizarse.

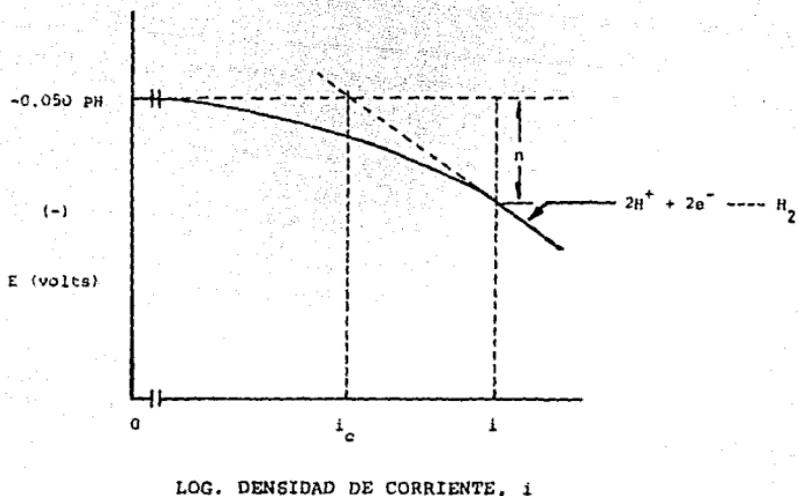
Las formas más comunes de las curvas de polarización catódicas, se muestran en las figuras 4 y 5.

1.5.3. Método de extrapolación de Tafel.

Usa datos obtenidos de medidas de polarización anódica y catódica para determinar la velocidad de corrosión. Debe notarse que la técnica de resistencia a la polarización es más rápida que la técnica de Tafel, debido a que tiene rangos más pequeños de barrido.

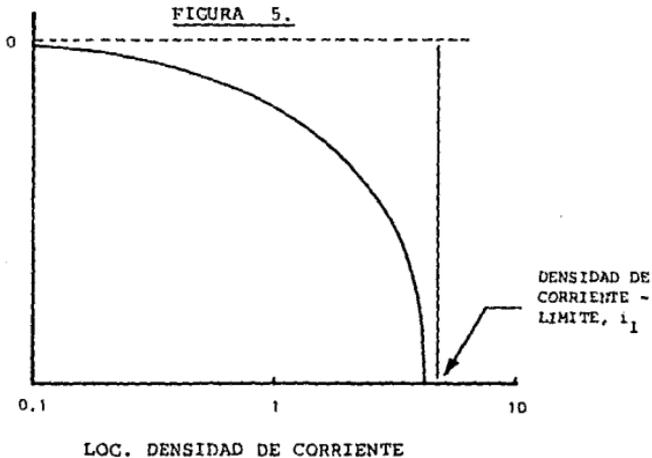
Observando los resultados de las curvas de polarización de la figura 6. Podemos observar que la curva de polarización catódica se comporta no lineal a bajas densida

FIGURA 4.



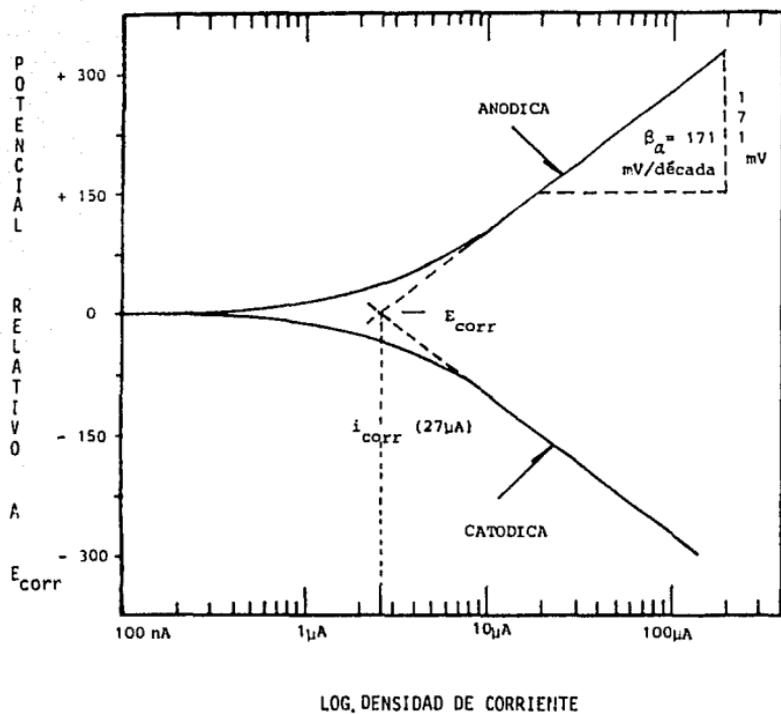
CURVA DE POLARIZACION POR ACTIVACION DE ELECTRODO DE HIDROGENO

FIGURA 5.



CURVA DE POLARIZACION POR CONCENTRACION PROCESO DE REDUCCION

FIGURA 6.



CURVA DE TAFEL TIPICA DE UN ACERO INOXIDABLE 304

des de corriente, pero a densidades de corriente superiores se convierte en lineal en el trazo semilogarítmico. Esta región de linealidad, es conocido como la región de Tafel.

Para determinar la velocidad de corrosión de tales curvas de polarización, la región de Tafel se extrapola al potencial de corrosión. De acuerdo al método de extrapolar de Tafel, en el potencial de corrosión la velocidad de la reacción catódica es igual a la velocidad de corrosión del metal y este punto corresponde a la velocidad de corrosión del sistema bajo prueba expresada en términos de densidad de corriente ⁽⁴⁾.

Conocida la densidad de corriente a la cual se corroe el material en la solución de prueba, es posible calcular la velocidad de corrosión en milésimas de pulgada/año o unidades equivalentes. Las Leyes de Faraday, establecen que se necesitan 96493 coulombios para disolver un equivalente gramo de cualquier elemento. Recordando que un amperio corresponde al paso de un coulombio por segundo, es fácil hacer la conversión de densidad de corriente a velocidad de corrosión.

Ley de Faraday:

$$Q = \frac{n F W}{M}$$

donde:

Q = Coulombs

n = número de electrones involucrados en la reacción electroquímica.

F = faradio; 96487 coulombs.

W = peso del material electroactivado

M = peso molecular del material electroactivado.

De la Ley de Faraday:

$$W = \frac{Q W}{n F}$$

El peso equivalente (P.E.) = $\frac{M}{n}$

$$W = \frac{Q \times E.W.}{F}$$

Pero Q coulombs = I (amp) x t (segs)

$$W = \frac{I t (E.W.)}{F}$$

Reordenando términos:

$$\frac{W}{t} = \frac{I \times (E.W.)}{F}$$

donde:

V.C. = es la velocidad de corrosión en (gr/seg)

$$\frac{W}{t} = V.C.$$

Pero como lo conveniente y tradicional es expresar la velocidad de corrosión en milésimas de pulgada por año - (MPY).

Dividiendo la ecuación anterior entre el área del material y su densidad:

$$\text{Densidad del material (d)} = \text{g/cm}^3$$

$$\text{Area del material (A)} = \text{cm}^2$$

$$\text{V.C. (cm/seg)} = \frac{I (E.W.)}{d F A}$$

Haciendo la conversión de segundos a años, centímetros a milésimas de pulgada y el Faradio (amp-sec/equivalente) - a A ésta queda:

$$1 \text{ amperio} = 1 \times 10^6 \mu\text{A}$$

$$1 \text{ año} = 3.1536 \times 10^7 \text{ segundos}$$

$$1 \text{ pulgada} = 2.54 \text{ centímetros}$$

1 pulgada = 1000 milésimas de pulgada

$$\begin{aligned} Z \text{ (MPY)} &= \frac{I \text{ (E.W.)}}{d F A} \times \frac{1 \text{ coulombio/seg}}{1 A} \\ &\times \frac{1 \text{ Eq. gr.}}{96487 \text{ coulombs}} \times \frac{3.1536 \times 10^7 \text{ seg}}{1 \text{ año}} \\ &\times \frac{1000 \text{ milésimas de pulgada}}{1 \text{ pulgada}} \times \frac{1 A}{1 \times 10^6 \mu A} \\ &= \frac{(0.1286) (I) \text{ (E.W.)}}{d A} \end{aligned}$$

Expresando en términos de densidad de corriente.

$$V \text{ corr} = \frac{I \text{ (amp)}}{A \text{ (cm}^2\text{)}}$$

$$Z \text{ (MPY)} = \frac{0.1286 \times \text{corr} \times \text{E.W.}}{d} \quad (3)$$

corr = Densidad de corriente ($\mu A/cm^2$)

E.W. = Peso equivalente del material corroído,
(gr).

d = Densidad del material corroído (g/cm^3).

La ecuación (3), se usa en el cálculo de la velocidad de corrosión usando directamente el valor de la densidad de corriente.

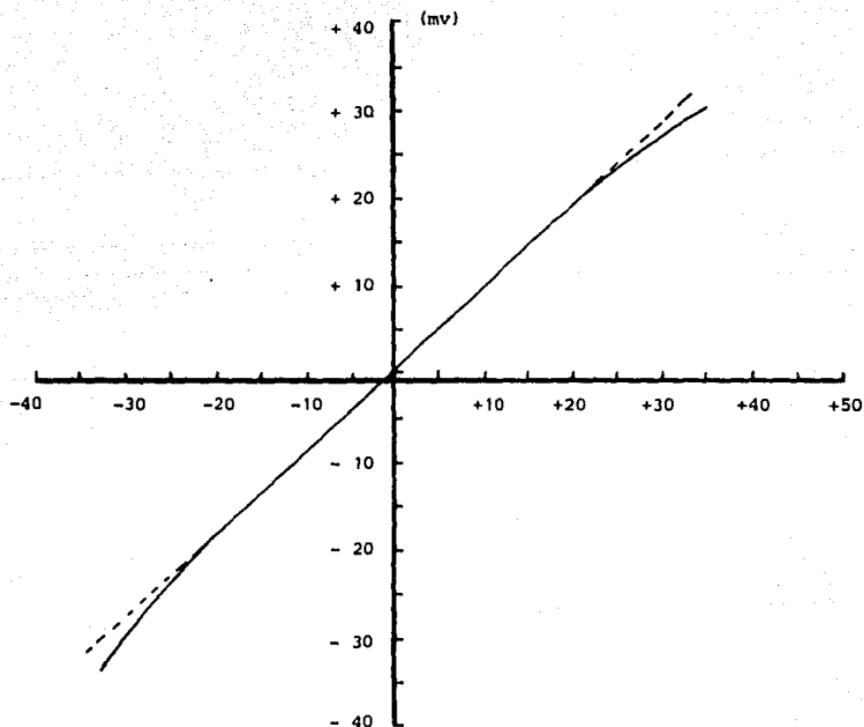
1.5.4. Método de resistencia a la polarización.

Las velocidades de corrosión instantáneas son más comúnmente determinadas por el uso del método de resistencia a la polarización. Dentro de un potencial de diez milivolts más noble o más activo que el potencial de corrosión, la densidad de corriente es una función lineal del potencial de electrodo, esto es ilustrado en la figura 7. En este método, el potencial de corrosión se usa como un punto de referencia para el trazado de curvas de resistencia a la polarización⁽⁶⁾.

En la figura 7, R_p representa a la resistencia a la polarización y se define como la pendiente de un trazo de potencial-densidad de corriente en el potencial de corrosión, de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$R_p = \frac{dE}{d\rho_{\text{corr}}} \Bigg|_{E=0} = \frac{\beta_a \cdot \beta_c}{2.303(\beta_a + \beta_c) \rho_{\text{corr}}}$$

FIGURA 7



TRAZO HIPOTETICO DE POLARIZACION LINEAL

(Tomado de CORROSION, José R. Galvele, 1980)

donde:

ρ_{corr} = densidad de corriente de corrosión

β_a = pendiente de Tafel anódica

β_c = pendiente de Tafel catódica

E = la diferencia de potencial ($E_s - E_{\text{corr}}$),

donde:

E_s , es el potencial del material y E_{corr} , el potencial de corrosión.

Una vez obtenida la curva de resistencia a la polarización de un sistema dado, es posible calcular la velocidad de corrosión a partir de la pendiente de dicha curva.

1.5.5. Técnica de la polarización potenciodinámica.

La polarización potenciodinámica, es la caracterización de un material metálico por su relación corriente - potencial. El potencial es barrido lentamente en la dirección anódica (aunque también puede ser barrido en la dirección catódica, si se desea). El barrido obliga al material a actuar como un ánodo tal, que tiende a corroerse (ésto es, se oxida). Estas mediciones, se usan para determinar -

las características de corrosión del material en el medio de interés. Una gráfica completa puede obtenerse en pocas horas, o en algunos minutos.

Investigaciones del fenómeno, tal como la tendencia a la pasivación, los efectos de inhibidores y oxidantes en los materiales se llevan a cabo fácilmente con esta técnica.

Una gran ventaja de la técnica de barrido potenciodinámica, es que tiene anidadas otras técnicas dentro de ella. Los datos generados en el curso de un barrido potenciodinámico pueden ser usados para producir una gráfica de Tafel o una gráfica de resistencia a la polarización.

Cuando un material metálico se sumerge en un medio, ocurre ambos procesos de oxidación y reducción en su superficie.

Típicamente el material se oxida, y el medio solución se reduce, la liberación de hidrógeno es común. Existen corrientes anódicas y catódicas que ocurren en la superficie del material, por lo cual las funciones del material son anódicas y catódicas simultáneamente. Sin embargo, cualquier proceso de corrosión que ocurre, es el resultado

de corrientes anódicas.

En los estudios de los procesos de corrosión, es ventajoso poder controlar la función electroquímica del material, que es la causa de que actúe separadamente como - - ánodo y cátodo, pero no como ambos simultáneamente. Estudiando separadamente los procesos anódicos y catódicos, se puede entender mejor, como el material se comporta en el - medio.

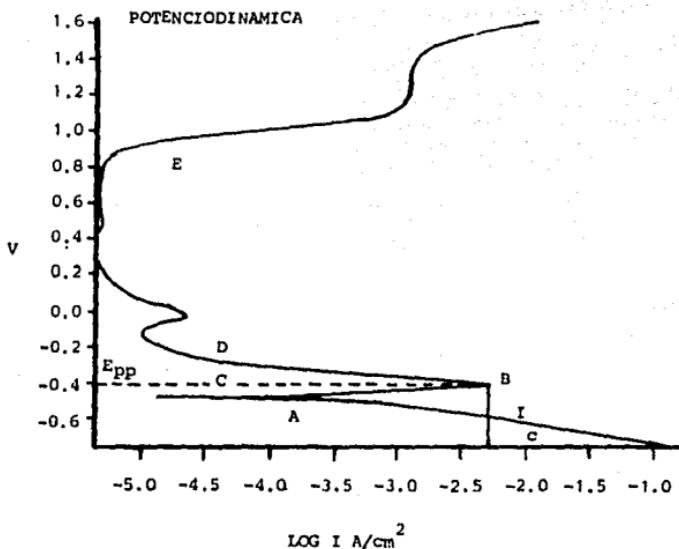
Cuando un material está en contacto con un líquido corrosivo y no se le aplica un potencial externo (como puede suceder durante un período de demora, por ejemplo, el material asume un potencial relativo a un electrodo de referencia llamado potencial de corrosión o E_{corr} . Un material - cuando asume potencial relativo tiene las corrientes anódica y catódica presentes en su superficie. Sin embargo, estas corrientes son exactamente iguales en magnitud, tal, - que no hay corriente neta para medirse. El material se encuentra en equilibrio con el medio, manteniendo un "equilibrio dinámico". El potencial de corrosión se define como el potencial en el cual la corriente resultante del proceso de oxidación es exactamente igual a la corriente resultante del proceso de reducción.

Es importante recalcar, que ambas polaridades de corriente están presentes cuando el material está en su potencial de corrosión. Si el material está polarizado ligeramente en la dirección noble, sucede que la corriente anódica predomina a expensas de la corriente catódica. De esta manera el potencial del material es manejado posteriormente como un potencial noble, la componente de la corriente catódica viene siendo despreciable con respecto a la componente anódica. Si el material es polarizado en la dirección negativa, la corriente catódica predomina y la componente anódica viene siendo despreciable.

En la figura 8, se muestra la polarización anódica - potenciodinámica de un acero inoxidable 430. El logaritmo de la corriente se grafica como una función del potencial aplicado. Esta gráfica representa lo siguiente.

La región A, es la región activa, ésto es la región en la cual el material se corroe a medida que el potencial aplicado se hace más noble. La corriente anódica en la región A, es debida a la formación de una película pasiva (en este caso, óxido de cromo). En la región B, se deja de incrementar la velocidad de corrosión, el material se encuentra cerca de estar completamente pasivo y la corriente empieza a decrecer. Este punto se encuentra representado por dos valores de las coordenadas, el potencial pasivo

FIGURA 8.



LEYENDA:

- A: Región Activa
- B: Potencial primario de pasivación (E_{pp})
- I_c = Densidad de corriente crítica anódica.
- C: Comienzo de la pasivación.
- D: Región pasiva.
- E: Región transpasiva.

primario (E_{pp}) y la densidad de corriente crítica. En la región C la corriente disminuye rápidamente mientras el resto de la película de pasivación se forma sobre el material.

Se observa un pequeño pico secundario que representa un proceso electroquímico diferente y que involucra otro componente de la aleación, al que le sigue la región D donde hay un pequeño cambio en la corriente, mientras que el potencial aumenta. La película de pasivación empieza a romperse en la región transpasiva E y la densidad de corriente a aumentar.

Una gráfica de este tipo nos puede generar información tal, como:

- 1) La facilidad de un material para pasivarse en un medio conocido.
- 2) La región de potencial sobre el cual, un material permanece pasivo.

1.5.6. Método del potencial de corrosión.

La técnica de potencial de corrosión es similar a la medición experimental del potencial de corrosión realiza-

da por el modo directo. La diferencia, es que en la técnica de potencial de corrosión se produce una gráfica de datos, mientras que en la medición del potencial de corrosión, solamente se indica el valor del potencial de corrosión. La técnica de potencial de corrosión permite sumergir el material en la solución por un tiempo determinado y produce así una gráfica de potencial resultante vs. tiempo. Esta técnica en la cual el potencial de corrosión se equilibra con el tiempo puede utilizarse para caracterizar un sistema de prueba tal, que la demora inicial de otras técnicas pueda ser especificada en unidades de tiempo.

Las ventajas logradas por estas técnicas electroquímicas son las siguientes:

- a). Permiten determinar rápidamente la velocidad de corrosión y pueden usarse para monitorear la velocidad de corrosión en varios sistemas de proceso.
- b). Estas técnicas pueden usarse para medir, con alta precisión velocidades de corrosión muy bajas (menores de 0.0254 mm/año), las cuales son difíciles y tediosas de determinar por el método gravimétrico de pérdida de peso.

- c). Permiten determinar las características de corrosión de un material en un medio corrosivo específico.

Las mediciones electroquímicas de velocidad de corrosión, se utilizan para determinar la velocidad de corrosión de estructuras, las cuales no pueden inspeccionarse visualmente o sujetarse a pruebas de pérdida de peso.

CAPITULO II

DESARROLLO EXPERIMENTAL

2.1. MATERIALES EMPLEADOS.

Los materiales empleados en esta investigación fueron un acero nacional, equivalente al acero AISI 1010 y bismuto puro, cuyas composiciones se encuentran en las Tablas 7 y 8 respectivamente. El tercer material fue el mejor -- electrodepósito de bismuto sobre acero al carbono 1010, -- que se obtuvo en un trabajo previo ⁽¹⁾. Las características de este electrodepósito se mencionan en la Tabla 9.

2.1.1. Soluciones de Prueba.

Las soluciones utilizadas fueron las siguientes:

- a) Agua desionizada
- b) Agua potable
- c) Agua potable + 10% de cloruro de sodio
- d) Acido sulfúrico 0.1N

En cada una de las soluciones, se utilizó una muestra de acero al carbono, una muestra de bismuto y una muestra del acero con electrodepósito de bismuto.

TABLA 7.

COMPOSICION QUIMICA DEL ACERO UTILIZADO
EN LAS PRUEBAS.

<u>% C</u>	<u>% Mn</u>	<u>% P</u>	<u>% S</u>
0.094	0.40	0.010	0.047

TABLA 8.

COMPOSICION QUIMICA DEL BISMUTO PURO.

<u>% Bi</u>	<u>% Ag</u>	<u>% Pb</u>	<u>% Sb</u>	<u>% Cu</u>	<u>% Fe</u>	<u>% Zn</u>
99.99	0.0005	0.0002	0.003	0.0005	0.0003	0.001

TABLA 9.

CONDICIONES DE ELECTRODEPOSITACION DE - -
BISMUTO SOBRE ACERO AL CARBONO (1010).

ELECTROLITO DE PIROFOSFATO DE POTASIO.

ACIDO DIETILENAMINPENTAACETATO (DTPA),
COMO AGENTE ACOMPLEJANTE Y CLORURO DE
BISMUTO.

CONDICIONES DE ELECTRODEPOSITACION:

DENSIDAD DE CORRIENTE: 0.8 A/dm^2

pH: 8

TEMPERATURA: 25°C

SACARINA: 1 g/l

2.2. PREPARACION DE LAS MUESTRAS.

El acero al carbono se recibió en forma de barra con una dimensión de 4.0 x 2.5 cm de las que se cortaron los especímenes necesarios con una dimensión de 1.0 x 1.0 x 0.5 cm; se montaron en baquelita para dejar superficie expuesta de 1.0 x 1.0 cm.

El bismuto puro se recibió en forma de agujas, por lo que se procedió a fundir el material en un crisol metálico a una temperatura de fusión de aproximadamente 190°C, a continuación se vació en un molde cuadrado y se procedió a desbastar la superficie oxidada y darle un espesor de 0.5 cm. A continuación se cortaron las muestras con una dimensión de 1.0 x 1.0 x 0.5 cm y se montaron en baquelita con una superficie expuesta de 1.0 x 1.0 cm.

Todas las muestras montadas en baquelita se machuelearon y troquelaron con una cuerda igual a la de la varilla del electrodo de trabajo y por medio de un potenciómetro se determinó si presentaba continuidad.

A continuación se procedió a marcar cada una de las muestras, para su identificación. Posteriormente, se determinaron las dimensiones superficiales de cada una de

las muestras con una aproximación de 0.1 mm.

Se tomaron cuatro muestras de acero al carbono, las cuales fueron pulidas hasta lija 600 y se electrodepositaron con bismuto por una sola cara en las condiciones establecidas en la Tabla 9. En la fotografía 1, se muestra el electrodepósito de bismuto obtenido para las pruebas.

Las demás superficies de los materiales de prueba, fueron pulidas hasta lija 600, lavadas con agua, sumergidas en acetona, lavadas con agua destilada y secadas.

Todos los materiales de prueba fueron introducidos a un desecador donde fueron guardados hasta el inicio de las pruebas.

2.3. EQUIPO UTILIZADO.

El equipo que se utilizó en la determinación y trazado de las curvas de polarización catódica y anódica se describe a continuación.

2.3.1. Celda de Polarización.

La celda consistió de un matraz de fondo plano con va

rios cuellos para introducir los electrodos. También con
tó con un capilar de Luggin o puente salino que unía al -
seno de la solución de prueba con el electrodo de referen-
cia, el cual fue un electrodo de calomel (ECS).

Un diagrama esquemático de la celda de polarización,
se muestra en la Figura 9.

2.3.2. Dispositivo del Soporte de Trabajo.

El electrodo de trabajo montado en baquelita, se conec
tó a través de una varilla conductora al circuito potencios
tático. A fin de evitar el contacto de la varilla y la so-
lución de prueba, se colocó un anillo de teflón entre la -
muestra montada en baquelita y la varilla.

2.3.3. Potenciostato - Galvanostato.

Para las pruebas, se utilizó un potenciostato - galva
nostato de barrido marca Princenton Applied Research, -
Modelo 351, acoplado a una microcomputadora. A través de
ésta, se establecieron las condiciones de operación del -
equipo. Al término de los experimentos se graficaron -
los resultados obtenidos en una graficadora conectada por
medio de una interfase a la microcomputadora.

FIGURA 9.

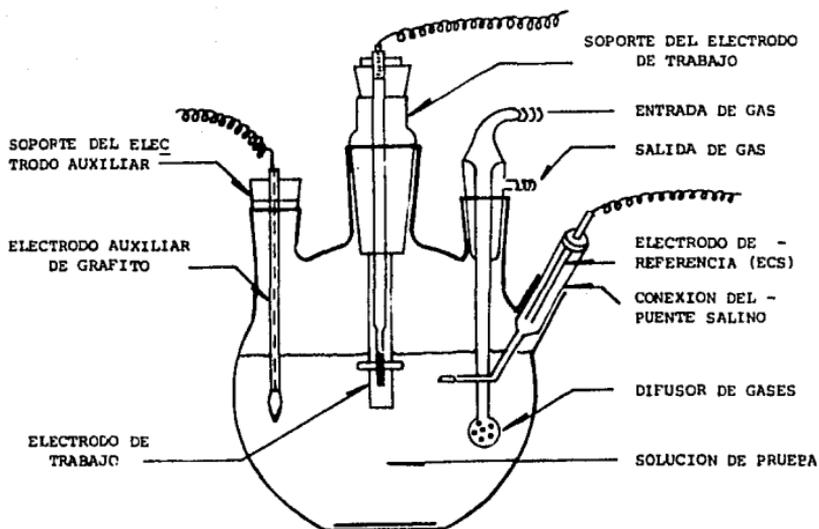


DIAGRAMA ESQUEMATICO DE LA CELDA DE POLARIZACION.

Este equipo maneja once técnicas, de las cuales ocho son métodos potencioestáticos y tres son métodos galvanostáticos; en la Figura 10, se muestra un esquema del equipo.

Se eligió el método Potenciodinámico porque permite observar el mecanismo que determina el proceso corrosivo y porque tiene implícito el método electroquímico de extrapolación de Tafel, lo cual permite calcular las velocidades de corrosión de los materiales ensayados.

2.4. DETERMINACION DE LAS CURVAS POTENCIODINAMICAS.

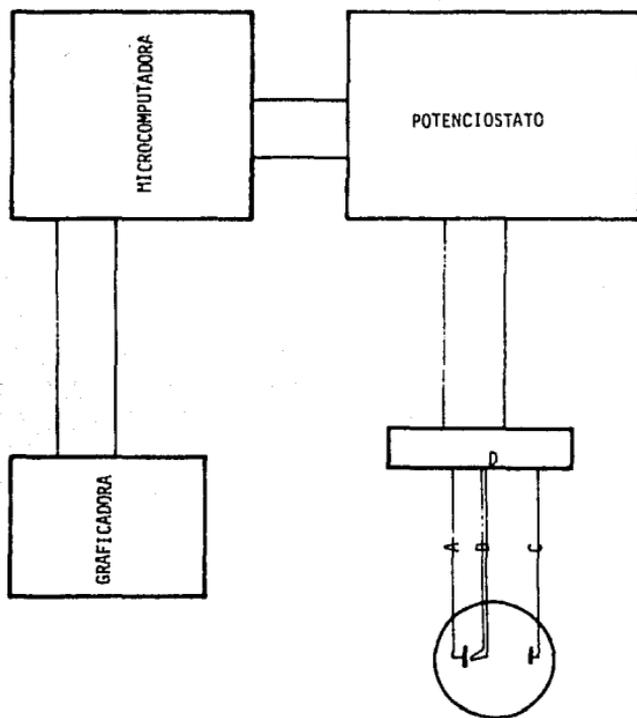
Para la obtención de las curvas potenciodinámicas, una vez montado el material en la celda de polarización, se le dió un tiempo de calentamiento al equipo de veinte minutos; a continuación se habilitó la celda dándole un tiempo de diez minutos para lograr la estabilidad de la misma; por último, se conectó la microcomputadora y se procedió a correr las curvas.

Por medio de la microcomputadora, se asignaron los siguientes parámetros de operación:

2.4.1. La caída ohmica IR la compensa el equipo

(Disabled)

FIGURA 10.



- A ELECTRODO DE TRABAJO
- B ELECTRODO DE REFERENCIA
- C ELECTRODO AUXILIAR DE GRAFITO
- D ELECTROMETO

INSTRUMENTAL ELECTROQUIMICO GENERALIZADO

2.4.2. Potencial final de barrido respecto al electrodo de referencia:

(2.5.V)

2.4.3. El rango de la curva de polarización catódica con respecto al potencial de corrosión fue de:

(- 250 mV)

2.4.4. Tiempo de espera para la aparición de la curva:

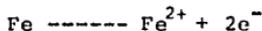
(60 segs.)

2.4.5. Barrido de potencial:

(5.5 mV/sec)

2.4.6. Peso equivalente del material atacado.

a) En el caso del hierro es de 27.93 g/equiv., cuando se disuelve según la siguiente reacción.



$$\text{Eq. gr.} = \frac{55.84 \text{ gr}}{2} \quad \text{Eq. gr.: peso equivalente.}$$

$$\text{Eq. gr.} = 27.93$$

- b) En el bismuto es de 27.6 g/equiv., ya que el óxido que se forma es poco común BiO^+ , por lo cual el cambio de valencia es de tres electrones.

$$\text{Eq. gr.} = \frac{83 \text{ gr.}}{3}$$

$$\text{Eq. gr.} = 27.6$$

- c) Para el electrodepósito de bismuto, se toma el mismo que el del bismuto.

2.4.7. Densidad del material atacado.

- a) Para el hierro es de 7.8 g/cm^3 .
- b) Para el bismuto y el electrodepósito es de 9.8 g/cm^3 .

2.4.8. Area expuesta al ataque.

$$(1 \text{ cm}^2)$$

2.4.9. La temperatura a la cual, se llevaron las pruebas de corrosión fue a temperatura ambiente (aproximadamente 20°C).

Los parámetros de operación fueron iguales para los tres materiales a prueba con excepción del peso equivalente y la densidad del material.

CAPITULO III

RESULTADOS EXPERIMENTALES

En las figuras 1, 4, 7 y 10, se presentan las curvas potenciodinámicas del acero al carbono (1010) ensayadas en agua desionizada, agua potable, agua potable + 10% de cloruro de sodio y ácido sulfúrico 0.1 N respectivamente y en las figuras 1', 4', 7', y 10', los resultados obtenidos de potencial de corrosión, densidad de corriente, velocidad de corrosión y resistencia a la polarización a través de la microcomputadora.

Las curvas potenciodinámicas obtenidas para el bismuto y el electrodepósito de bismuto son presentadas en las figuras 2, 5, 8, 11 y 3, 6, 9 y 12 respectivamente.

En las figuras 2', 5', 8', 11' y 3', 6', 9', y 12', - son presentados los resultados obtenidos en la computadora.

Los resultados obtenidos en el acero al carbono (1010) y el bismuto fueron similares como se muestra en -

las Figuras 1', 4', 7', 10' y 2', 5', 7', 11'. De donde se observa que:

- a) En medios oxidantes (agua desionizada y agua potable) la velocidad de corrosión es menor con respecto a medios reductores (agua potable + 10% de cloruro de sodio y ácido sulfúrico 0.1 N).
- b) En estos medios oxidantes la velocidad de corrosión es menor en el agua desionizada que en el agua potable.
- c) De los medios reductores utilizados el más corrosivo es el ácido sulfúrico 0.1 N.
- d) A medida que el potencial de corrosión se hace más electronegativo aumenta la velocidad de corrosión.
- e) Entre mayor es la densidad de corriente, mayor es la velocidad de corrosión.
- f) A valores pequeños de resistencia a la polarización, mayor es la velocidad de corrosión, esto se debe a que la resistencia a la polarización es

inversamente proporcional a la velocidad de corrosión.

Los resultados para el electrodepósito de bismuto, se presentan en las Figuras 3', 6', 9' y 12'.

De estos resultados se hicieron las siguientes observaciones:

- a) En medios oxidantes (agua desionizada y agua potable) la velocidad de corrosión es menor que en los medios reductores (agua potable + 10% de cloruro de sodio y ácido sulfúrico 0.1 N).
- b) En los medios oxidantes la velocidad de corrosión fue mucho mayor en agua potable, que en agua desionizada.
- c) En los medios reductores fue el revés que en el - acero al carbono y el bismuto, siendo el medio más corrosivo el agua potable + 10% de cloruro de sodio.
- d) En medios oxidantes entre más electronegativo es - el potencial de corrosión, mayor es la velocidad -

de corrosión.

- e) Al aumentar la densidad de corriente aumenta la velocidad de corrosión.

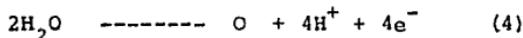
- f) Entre mayor es el valor de la resistencia a la polarización menor es la velocidad de corrosión, ésto debido a que la resistencia a la polarización es inversamente proporcional a la velocidad de corrosión.

CAPITULO IV

DISCUSION DE RESULTADOS

Las figuras 1, 2 y 3, representan las curvas potencio dinámicas del acero al carbono, bismuto y el electrodepósito de bismuto; en el electrodepósito de bismuto, se observó al introducirlo en la solución de prueba la formación de pequeñas burbujas sobre su superficie, debido a que el electrodepósito es demasiado poroso Foto 1.

En estas figuras, se observan dos zonas diferentes. La primera zona a bajos sobrepotenciales corresponde a la zona de disolución inicial, la cual presenta un comportamiento aproximadamente lineal (Tafeliano); la segunda zona en cambio, se aparta del comportamiento lineal, presentando una gran curvatura. En las figuras 1 y 3 a un potencial aproximado de 0.9 V (1.141 V respecto al ENH) los materiales empiezan a polarizarse, observándose en éstos la formación de una burbuja; si se analizan los Diagramas de Pourbaix para los equilibrios hierro-agua y bismuto-agua a 25°C⁽¹⁴⁾ a un pH = 6 y un potencial de 1.0 V ocurre la oxidación del agua con evolución de oxígeno de acuerdo a la reacción:



La formación de esta burbuja de oxígeno retarda la reacción electroquímica como resultado de los cambios de

concentración en la solución adyacente a la superficie metálica. Por lo tanto, se supone que se trata de una polarización por concentración, lo cual se puede comprobar si se provoca agitación en la solución de prueba y ver si con ésto hay un aumento en la densidad de corriente.

En la Figura 2, se observa a un potencial de (0.841 V respecto al ENH) 0.6 V la formación de una película de óxido; analizando el Diagrama de Pourbaix para el sistema bismuto-agua a 25°C⁽¹⁴⁾, se observa que a un potencial de 0.841 V y un pH = 6 la formación del óxido de bismuto BiO^+ . Esta película de óxido, se rompe a un potencial de 1.4 V en el cual empieza el desprendimiento de oxígeno hasta un potencial de 2.25 V en donde la densidad de corriente empieza a decrecer con respecto a el potencial, posiblemente por la formación del pentóxido de bismuto; ésto se puede observar en el Diagrama de Purbaix para el sistema bismuto-agua a 25°C⁽¹⁴⁾

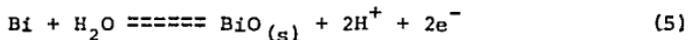
Las Figuras 4, 5 y 6 representan las curvas potencio dinámicas del acero al carbono, bismuto y el electrodepósito de bismuto respectivamente probadas en agua potable, se observa que en rangos de potencial que varían entre - 0.35 V y 0.75 V una discontinuidad en la densidad de corriente que puede ser debida a la formación de capas de -

óxido muy inestables que al romperse y volverse a formar originan estas discontinuidades de corriente. Heusler, - Weil y Bonhueffer⁽¹⁵⁾ encontraron en una curva de polarización anódica para hierro en ácido sulfúrico al 10% que a un potencial de 0.64 V, un estado de oscilación violento, el cual es debido a la formación de una película de óxido sólido en el metal expuesto al ataque, pero debido a la -- formación de cristales de sulfato de hierro en los intersticios del óxido existe una variación en la concentración provocando el rompimiento de los cristales. En el caso del electrodepósito estas discontinuidades podrían deberse a - que el electrodepósito presenta muchas porosidades (Foto 1), por lo que las capas de óxido que se forman no cubren los poros originando con ésto el rompimiento de la película al centrarse el ataque corrosivo en las porosidades.

Analizando la Figura 6 a un potencial aproximado de - 1.0 V el material se empieza a polarizar; aunque esta polarización es menor que la que hubo en el agua desionizada. Esto es debido a que en el agua potable hay una mayor cantidad de oxígeno, que es un depolarizante y una presencia mayor de iones cloruro que son despasivadores. En la Figura 4, se observa que al romperse y no volverse a formar esta película protectora a un potencial de -0.2 V hay desprendimiento de oxígeno hasta un potencial aproximado de

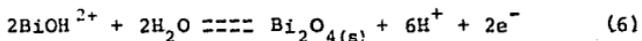
0.150 V en el cual se inicia la formación de una película pasiva. Analizando el Diagrama de Pourbaix para el equilibrio hierro-agua a 25°C ⁽¹⁴⁾ a un pH = 7.5 y un potencial de 0.35 V, se forma el hidróxido de hierro Fe(OH)₃. A un potencial de 0.4 V, se rompe esta película pasiva Fe(OH)₃ y se desprende oxígeno hasta un potencial de 0.9 V, en el cual el material se empieza a polarizar hasta un potencial de 3.5 V; por polarización se entiende la relación que existe entre el potencial y la densidad de corriente, entre mayor sea la polarización el potencial aumenta en mayor proporción con respecto a la densidad de corriente.

En la figura 5, se observa que las discontinuidades terminan a un potencial aproximado de 0.050 V, debido a la formación de una película pasivante más estable; Mc D. Baker, L.N. Lees y S. Orman ⁽¹⁶⁾ reportan que a un potencial de 0.044 V, se da la formación del óxido de bismuto de acuerdo con la siguiente reacción:



La formación de esta película de óxido, se empieza a romper a un potencial de 0.9 V y se observa un incremento en la densidad de corriente con respecto al potencial y comienza el desprendimiento de oxígeno hasta un potencial de 1.5 V en el que se forma una pequeña región transpasiva

hasta un potencial aproximado de 1.65 V; M. Pourbaix⁽¹⁶⁾, -
 reporta que a un potencial de 1.55 V la formación de un --
 óxido de bismuto mediante la reacción:



Esta película de óxido se rompe a un potencial aproximado del 1.65 V desprendiéndose oxígeno y aumentando la densidad de corriente con respecto al potencial.

Las Figuras 7, 8 y 9, representan las curvas potencio dinámicas del acero al carbono, bismuto y el electrodepósito de bismuto respectivamente ensayadas en agua potable + 10% de cloruro de sodio.

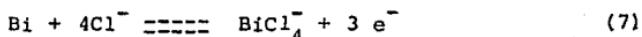
En la Figura 7, analizando la curva, se observa un - comportamiento lineal (Tafelino) hasta un potencial aproximado de 0.1 V después la densidad de corriente empieza a - decrecer con potenciales más positivos, en la celda la solución empieza a tomar un color verde claro, indicio de - que empieza el desprendimiento de cloro en la solución. A un potencial aproximado de 3.4 V la densidad de corriente empieza a decrecer hasta que empieza posiblemente el - rompimiento de la película a un potencial arriba de 3.4 V. Este decaimiento de la densidad de corriente a un poten--

cial de 3.4 V, se puede deber a la formación de una película de óxido de hierro (Fe_3O_4), al término de la prueba, al extraer el material de prueba de la celda, se observó una capa negra en su superficie, por lo que se deduce que la película de pasivación que se formó es magnetita (Fe_3O_4) y el nuevo incremento en la densidad de corriente puede ser debido al rompimiento de esta película. En este caso el aumento en la densidad de corriente sería debido al desprendimiento de oxígeno o bien a que a un potencial mayor se formara otra película ⁽¹⁷⁾

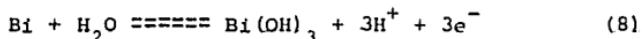
Al limpiar el material de la capa negra que presentaba, se observó que la superficie presentaba un ataque por picado Foto 2. Este ataque es considerado principalmente debido al cloro.

En las Figuras 8 y 9, las curvas muestran que a un potencial aproximado de -0.4 V hay el rompimiento de una pequeña película de óxido y empieza el desprendimiento de un gas que se supone es cloro, pues la solución que en un principio era transparente empieza a tomar un color verde claro y al aproximarse cerca de la celda, se respira un olor picoso. Hasta un potencial aproximado de -0.1 V, se empieza a formar una película pasivante. A. Krauss, F. Nelson, Baker, Lees y Orman ⁽¹⁶⁾ reportan a un potencial de

-0.129 V la formación del tetracloruro de bismuto BiCl_4^- -
mediante la reacción:



A un potencial de 0.15 V, se rompe esta película desprendiéndose oxígeno y a un potencial aproximado de 0.3 V empieza a formarse otra película protectora; K. Taylor y R. Smith⁽¹⁶⁾ reportan que a un potencial de 0.237 V la formación del hidróxido de bismuto mediante la reacción:



Esta película de óxido es muy estable, pues presenta una gran resistencia eléctrica y no se rompe hasta un potencial de 3.5 V Figura 8. Al final de la prueba, la probeta de bismuto presentaba una capa blanca que sólo se pudo remover mediante un desbaste con lija 600. J.W. Meller⁽⁷⁾ reporta que el hidróxido de bismuto es de color blanco, con lo cual se sugiere que la película resistente que se formó es de hidróxido de bismuto. En el caso del electrodepósito de bismuto esta película pasivadora Bi(OH)_3 , se rompe a un potencial aproximado de 2.25 V desprendiéndose a continuación oxígeno. Esta película pasivadora fue más estable en el bismuto que en el electrodepósito, debi-

do a que este era muy poroso Foto 1. De los medios reductores (agua potable + 10% de cloruro de sodio y ácido sulfúrico 0.1N) el medio más corrosivo fue el agua potable + 10% de cloruro de sodio al revés que en el acero al carbono y el bismuto, esto se debe a la gran cantidad de poros que presenta el electrodepósito de bismuto, como el bismuto es un metal más noble que el hierro (más electropositivo), se produce un picado, esto es porque la corrosión se concentra en los pocos sitios disponibles. En la zona central, la cual presentaba mayor cantidad de poros, al término de la prueba ya se había disuelto el electrodepósito y se presentaba ataque por picadura en el metal base (acero al carbono) Foto 3. Al disolverse esta zona central el remanente del electrodepósito de bismuto formó un par galvánico con el acero al carbono aumentando con esto la velocidad de corrosión. Por esa razón en vez de que el electrodepósito proteja al metal base induce una corrosión mayor. Dubpernell, Baker y Pinner⁽¹⁸⁾; demostraron que en general, el área del metal base expuesta al medio corrosivo está limitada a la de los poros y evidentemente es mucho menor que la del recubrimiento. La porosidad en un recubrimiento de metal más noble conduce a un notable picado, porque la corrosión se concentra en los pocos sitios disponibles. El acero depositado primero con una capa de níquel y luego con una de cromo con pequeñas microgrietas

protege mejor, pues el níquel al ser más activo que el cromo lo protege sacrificialmente.

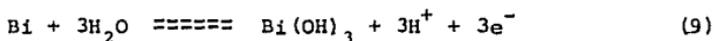
Las figuras 10, 11 y 12, representan las curvas potenciodinámicas obtenidas para el acero al carbono, bismuto y el electrodepósito de bismuto respectivamente probado en ácido sulfúrico 0.1 N.

En la figura 10, se observó que a un potencial de -0.25 V la formación de una película pasiva, la cual se caracteriza por las discontinuidades en la densidad de corriente. Estas oscilaciones se pueden deber a que esta película es demasiado porosa. Esta primera película pasivadora podría ser sulfato ferroso⁽¹⁹⁾ y las discontinuidades presentadas debidas a rompimientos de película y su posterior formación. En un rango de potencial de 0.6 V a 1.5 V decrece la densidad de corriente por la formación de otra película pasivadora; la cual según J.H. Bartlett y Lee S. Stephenson⁽¹⁹⁾ podría ser hematita (Fe_2O_3), la cual a un potencial de 1.5 V empieza a disolverse con evolución de oxígeno.

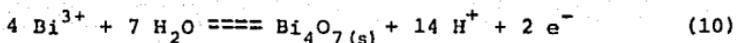
La densidad de corriente empieza a decrecer a un potencial aproximado de 3.3 V por la formación de una capa pasivadora de magnetita Fe_3O_4 ⁽¹⁷⁾.

Analizando la figura 11, se observó que en un rango de potencial aproximado de -0.05 V a 0.10 V, se forma una película protectora, que podría ser de sulfato de bismuto. Después de 0.10 V ocurre el rompimiento de ésta formándose otra a un potencial de 0.25 V. Si se toma en cuenta que la formación del sulfato y del óxido implica el mismo estado de oxidación para el bismuto (3) la diferencia de potencial entre 0.10 V y 0.25 V, es el tiempo que tarda en llevarse a cabo la reacción química de transformación de sulfato en óxido sin que exista una reacción electroquímica.

A un potencial aproximado de 0.25 V empieza la formación de una película pasivadora; la cual reportan K. Taylor y R. Smith⁽¹⁶⁾ como hidróxido de bismuto, el cual se forma mediante la reacción:



Esta película se rompe a un potencial de 1.75 V y simultáneamente se desprende oxígeno aparte la densidad de corriente empieza a decrecer a un potencial aproximado de 2.15 V, lo cual coincide con M. Pourbaix⁽¹⁶⁾ quien reporta a un potencial de 2.038 V la formación del óxido de bismuto Bi_4O_7 mediante la reacción:



Con la formación de esta película disminuye la densidad de corriente hasta que termina el barrido de potencial a - 3.5 V.

De la Figura 12, se observa en la curva potenciodinámica que a -0.2 V, se forma una película pasiva la que por las oscilaciones en la densidad de corriente se puede considerar como porosa y la cual podría ser sulfato de bismuto, esta película se rompe a un potencial aproximado de - 0.55 V.

Al extraer el material de prueba de la celda, se observó en el electrodepósito de bismuto la formación de una zona verde parda Foto 4. Que puede ser debida a la oxidación del electrodepósito.

CONCLUSIONES

En base a los resultados del presente trabajo, se pueden extraer las conclusiones siguientes:

- 1) Los materiales utilizados en agua desionizada y agua potable, se polarizan. Esta polarización se ve más clara en el acero al carbono y el electrodepósito de bismuto, se observa que la polarización es mayor en el agua desionizada, que en el agua potable, debido a que hay menor cantidad de oxígeno en solución, el cual es un despolarizante y menor cantidad de iones cloruro que son despasivadores.
- 2) De las películas pasivantes que se formaron en el bismuto y en el electrodepósito de bismuto la que mayor resistencia a la corrosión presentó, es la de hidróxido de bismuto Bi(OH)_3 a la vez que presenta una gran resistencia eléctrica, ésta fue mayor en el bismuto que en el electrodepósito, pues éste es muy poroso, por lo cual la película que se formó es muy inestable.

- 3) El electrodepósito de bismuto obtenido a pesar - de tener buenas propiedades de adherencia, resulta demasiado poroso, por lo que la resistencia a la corrosión sobre todo en medios reductores es mala.

- 4) El bismuto puro probado, presenta muy buena resistencia a la corrosión en los medios ensayados, por lo que se podría buscar un electrolito u otras condiciones de electrodeposición con el fin de que el electrodepósito presentara mayor densidad y así aumentara su resistencia a la corrosión.

BIBLIOGRAFIA

- 1) AGUILAR RUIZ VICTOR M.
Estudio sobre la electrodeposición galvánica de -
bismuto, Tesis, UNAM, 1988.

- 2) MENDOZA AVILA JAVIER
Curso de "Protección Catódica", UNAM, México, D.F. -
1988.

- 3) GALVELLE R. JOSE
"Corrosión", Secretaría General de la Organización de
los Estados Americanos, 1980.

- 4) FONTANA, M.G.
"Corrosion Engineering", Edit. Mc Graw Hill Book, -
1980.

- 5) DILTON, C.P.
"Forms of Corrosión. Recognition and Prevention",
C.P. Dillon Editor, 1982.

- 6) MANSFELD, F.
J. Electroch, Soc. 130, 1983.

- 7) MELLER, J.W.
A Comprehensive Treatise on Inorganic and Theoretical
Chemistry, Editorial Pergamen, Volumen IX, 1980.

- 8) BOLETIN INFORMATIVO
Instituto Mexicano del Zinc, Plomo y Coproductos, A.C.,
Enero - Diciembre, México 1986.
- 9) THE BULLETIN OF THE BISMUTH INSTITUTE,
Brussels, Belgium, No. 40, 1980.
- 10) COMUNICACION PRIVADA
Compañía Peñoles, S.A. de C.V.
- 11) KIRK - OTHMER
Encyclopedia of Chemical Technology,
Third Edition, Tomo III, John Wiley Sons. Inc. 1980.
- 12) BOLETIN INFORMATIVO
Instituto Mexicano del Zinc, Plomo y Coproductos, A.C.,
Enero - Diciembre, México 1980.
- 13) THE BULLETIN OF THE BISMUTH INSTITUTE
Brussels, Belgium, No. 52, 1987.
- 14) POURBAIX MARCEL
Atlas of Electrochemical Equilibria in Aqueous
Solutions, Editorial Pergamon, 1986.
- 15) EVANS, R. ULICK
The Corrosion and Oxidation of Metals: Scientific -
Principles and Practical Applications, Edward Arnold
(Publishers), 1977.

ESTA
SALA
DE
LA
BIBLIOTECA

- 16) BARD J. ALLEN
Encyclopedia of Electrochemistry of the Elements,
Volume IX B, Editorial Marcel Dekker, 1973.

- 17) COMUNICACION PRIVADA
Dr. Ernesto Uruchurtu y el Dr. José Luis Malo.

- 18) LOWENHEIM A. FREDERICK
Modern Electroplating, Third Edition, Ney York,
Editorial John Wiley & Sons

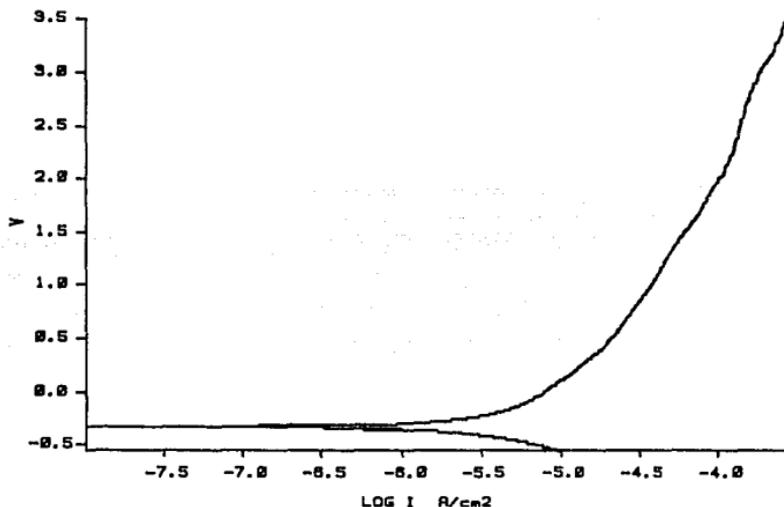
- 19) BARD J. ALLEN
Encyclopedia of Electrochemistry of the Elements,
Volumen IX A, Editorial Marcel Dekker, 1973.

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA1

11 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA DESIONIZADA



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 11 APR 1988

RUN DATE 11 APR 1988

IR COMP = DISABLED

FINAL E = 3.5 V

INITIAL E = -250 mV ~ E_c

INITIAL DELAY = 60 SEC

SCAN RATE = 5.5 mV/SEC

EQUIV WEIGHT = 27.93 g/EQUIV

DENSITY = 7.8 g/cm³

AREA = 1 cm²

E_{corr} = -0.303 V

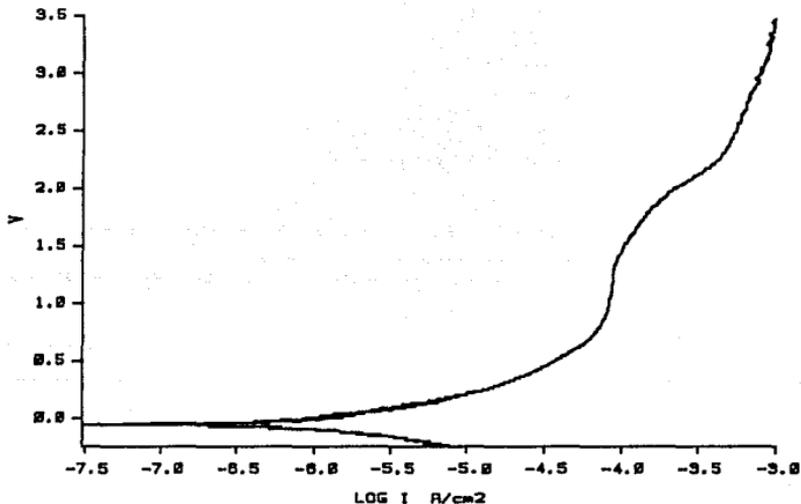
E(I=0) = 0 V

CORR RATE = 0 MPY

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA2
11 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA DESIONIZADA



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 11 APR 1988

RUN DATE 11 APR 1988

IR COMP = DISABLED
FINAL E = 3.5 V
INITIAL E = -250 mV ~ E_c
INITIAL DELAY = 60 SEC
SCAN RATE = 5.5 mV/SEC

E_{corr} = -0.002 V
E(I=0) = 0 V

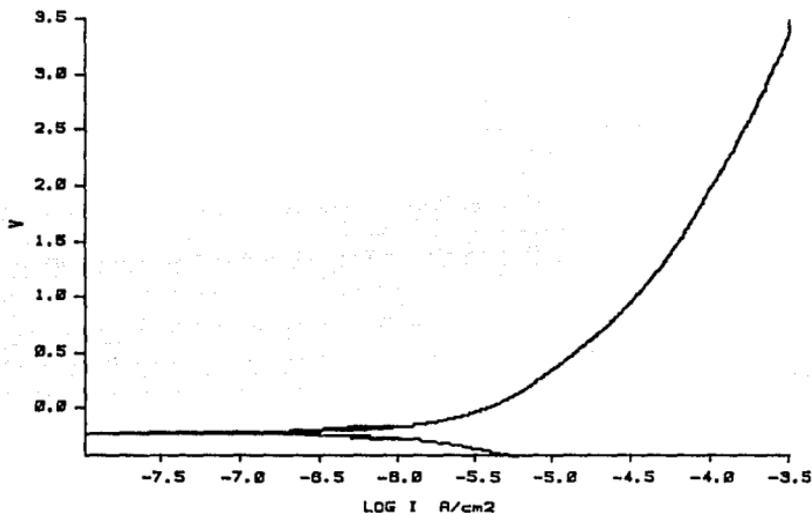
CORR RATE = 0 MPY

EQUIV WEIGHT = 27.6 g/EQUIV
DENSITY = 9.8 g/cm³
AREA = 1 cm²

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA3
12 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - AGUA DESIONIZADA



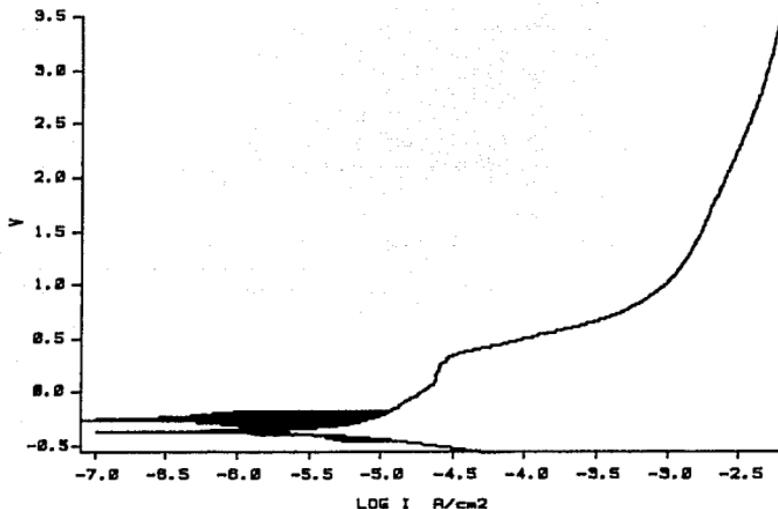
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	12 APR 1988	RUN DATE	12 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	Ecorr	= -0.176 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV		
DENSITY	= 9.8 g/cm3		
AREA	= 1 cm2		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA4
12 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA POTABLE



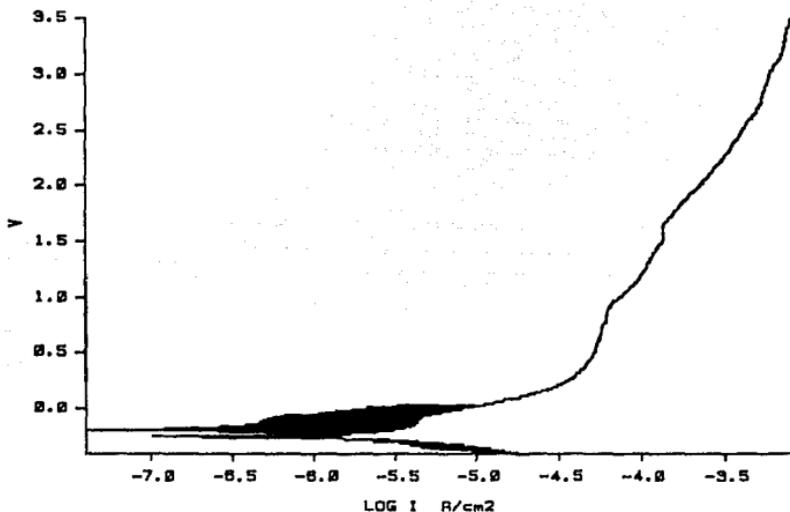
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 12 APR 1988		RUN DATE 12 APR 1988	
IR COMP	= DISABLED	Ecorr	= -0.312 V
FINAL E	= 3.5 V	E([I=0])	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec		
INITIAL DELAY	= 60 SEC	CORR RATE	= 0 MPY
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.93 g/EQUIV		
DENSITY	= 7.8 g/cm3		
AREA	= 1 cm2		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA5
12 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA POTABLE



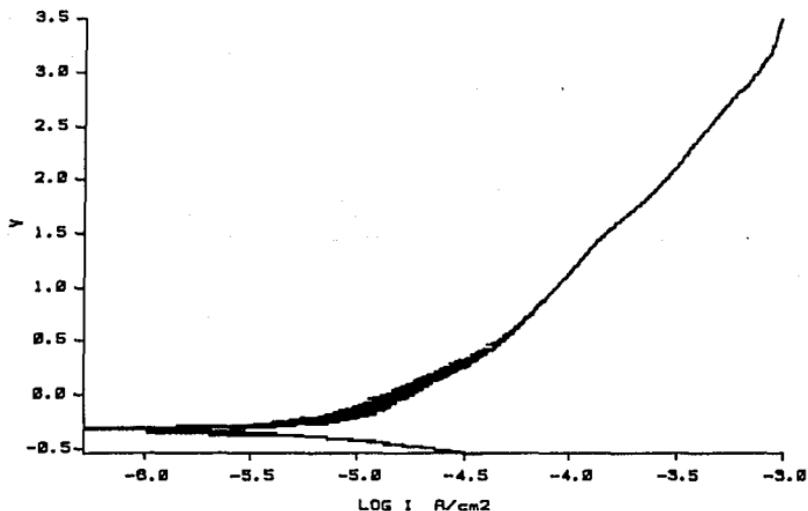
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	12 APR 1988	RUN DATE	12 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	E _{corr}	= -0.166 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ E _c	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV		
DENSITY	= 9.8 g/cm ³		
AREA	= 1 cm ²		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 6
13 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - AGUA POTABLE



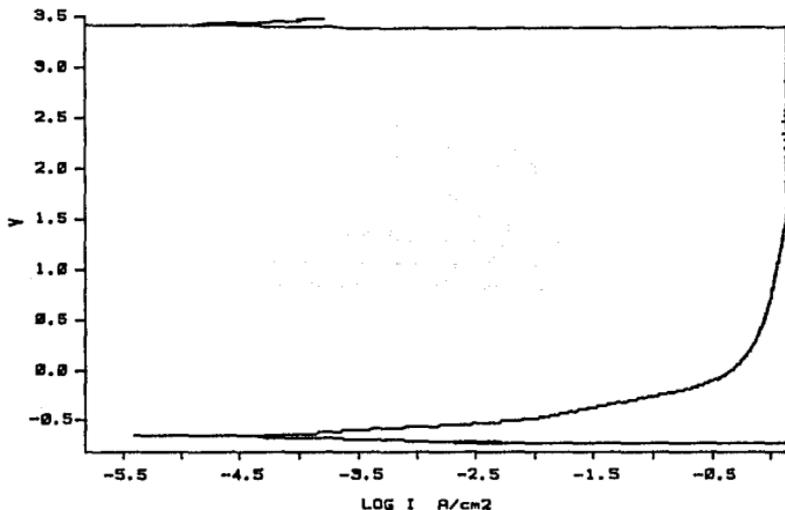
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	13 APR 1988	RUN DATE	13 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	E _{corr}	= -0.295 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ E _c	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV		
DENSITY	= 9.8 g/cm ³		
AREA	= 1 cm ²		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA7
13 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA POTABLE - CLORURO DE SODIO 10 PCT.



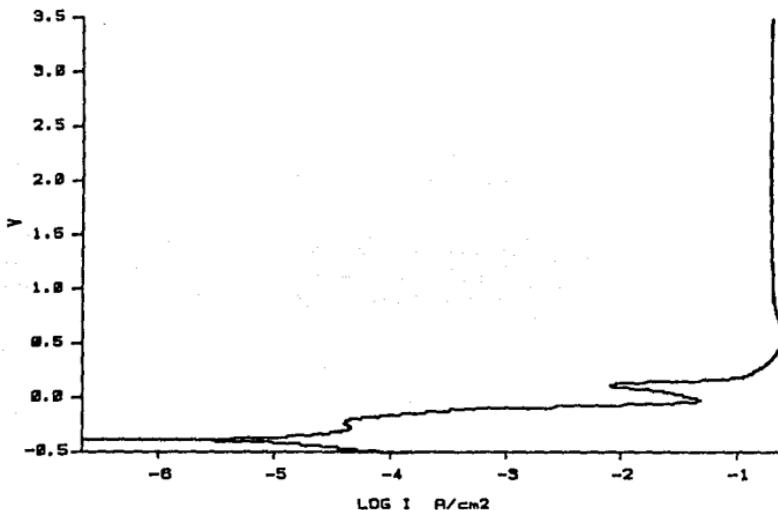
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 13 APR 1988		RUN DATE 13 APR 1988	
IR COMP	= DISABLED	E _{corr}	= -0.567 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ E _c	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.93 g/EQUIV		
DENSITY	= 7.8 g/cm ³		
AREA	= 1 cm ²		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA8
14 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA POTABLE - CLORURO DE SODIO 10 PCT.



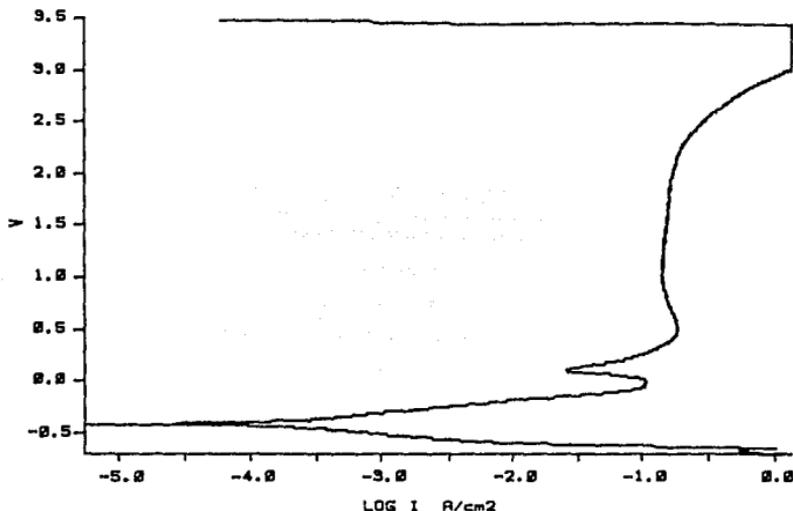
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	14 APR 1988	RUN DATE	14 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	Ecorr	= -0.265 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV		
DENSITY	= 9.8 g/cm3		
AREA	= 1 cm2		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA9
14 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - AGUA POTABLE -CLORURO DE SODIO 10 PCT.



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 14 APR 1988

RUN DATE 14 APR 1988

IR COMP = DISABLED
FINAL E = 3.5 V
INITIAL E = -250 mV ~ E_c
INITIAL DELAY = 60 SEC
SCAN RATE = 5.5 mV/SEC

E_{corr} = -0.464 V
E(I=0) = 0 V

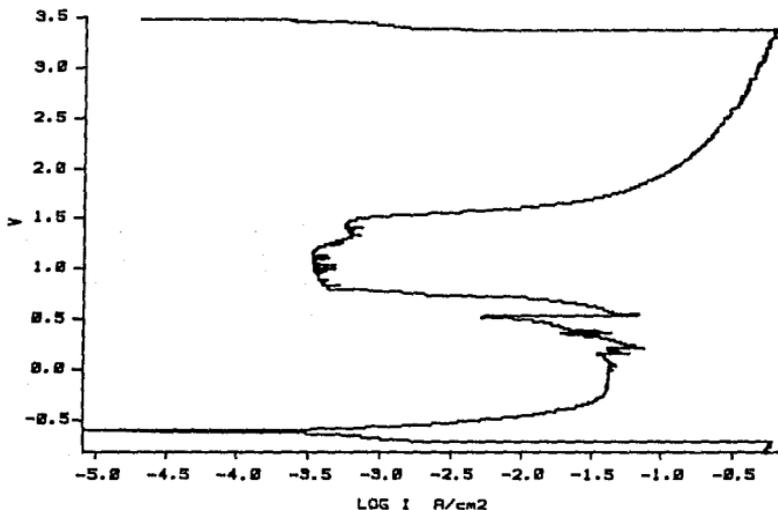
CORR RATE = 0 MPY

EQUIV WEIGHT = 27.6 g/EQUIV
DENSITY = 9.8 g/cm³
AREA = 1 cm²

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA10
15 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - ACIDO SULFURICO - 0.1 N



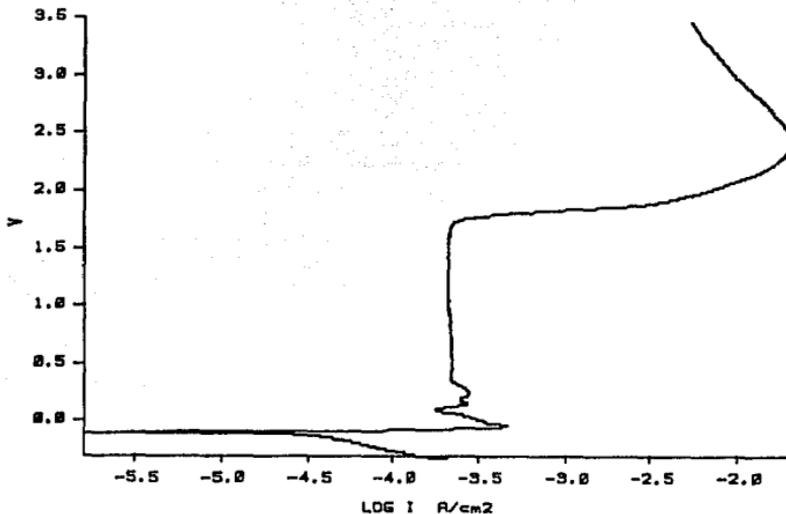
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	15 APR 1988	RUN DATE	15 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	E _{corr}	= -0.586 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ E _c	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.93 g/EQUIV		
DENSITY	= 7.8 g/cm3		
AREA	= 1 cm2		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA11
15 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - ACIDO SULFURICO - 0.1 N



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 15 APR 1988

RUN DATE 15 APR 1988

IR COMP = DISABLED
FINAL E = 3.5 V
INITIAL E = -250 mV ~ E_c
INITIAL DELAY = 60 SEC
SCAN RATE = 5.5 mV/SEC

E_{corr} = -0.046 V
E(I=0) = 0 V

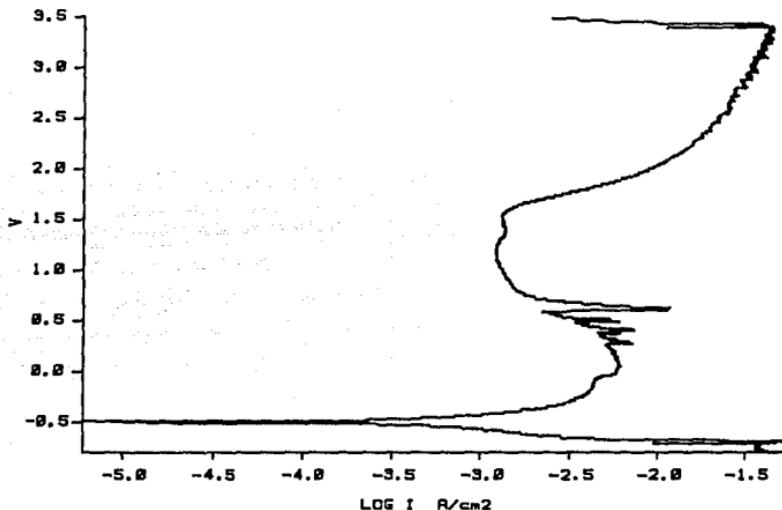
CORR RATE = 0 MPY

EQUIV WEIGHT = 27.6 g/EQUIV
DENSITY = 9.8 g/cm³
AREA = 1 cm²

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA12
15 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - ACIDO SULFURICO - 0.1 N



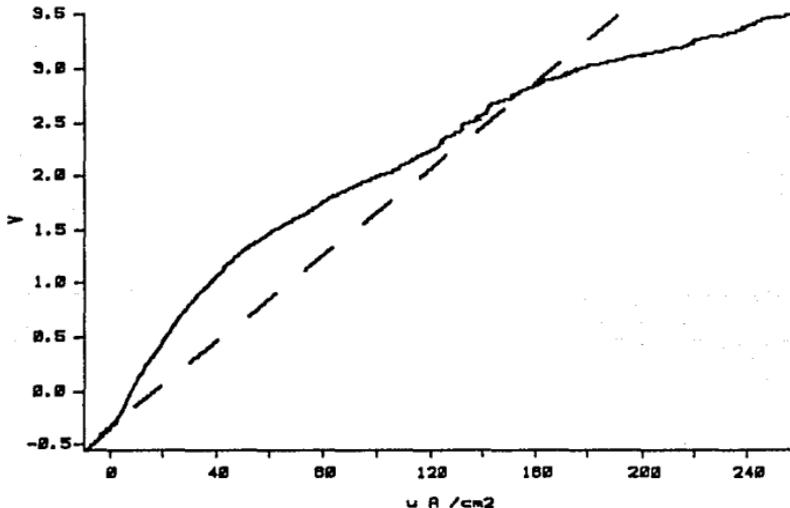
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	15 APR 1988	RUN DATE	15 APR 1988
IR COMP	= DISABLED	Ecorr	= -0.55 V
FINAL E	= 3.5 V	E(I=0)	= 0 V
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	CORR RATE	= 0 MPY
INITIAL DELAY	= 60 SEC		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV		
DENSITY	= 9.8 g/cm3		
AREA	= 1 cm2		

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 1'
11 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA DESIONIZADA



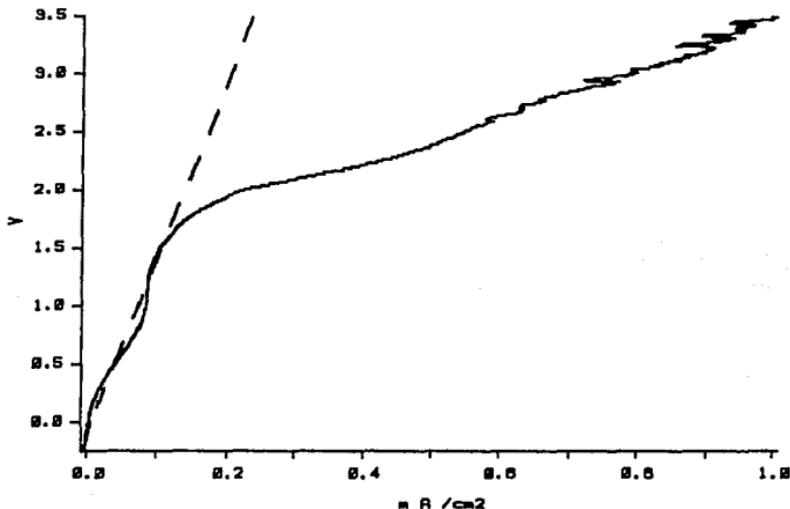
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 11 APR 1988			RUN DATE 11 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	1.943 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.426 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.303 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E(I=0)	=	-0.318 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	3 E-6 A/cm2
			CORR RATE	=	1 E0 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.93 g/EQUIV	RP calc.	=	20 E3 Ohms
DENSITY	=	7.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A/cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-10 E-6	-553 E-3	0	-10 E-6	-553 E-3
2141	255 E-6	3 E0	2141	255 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA2^o
11 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA DESIONIZADA



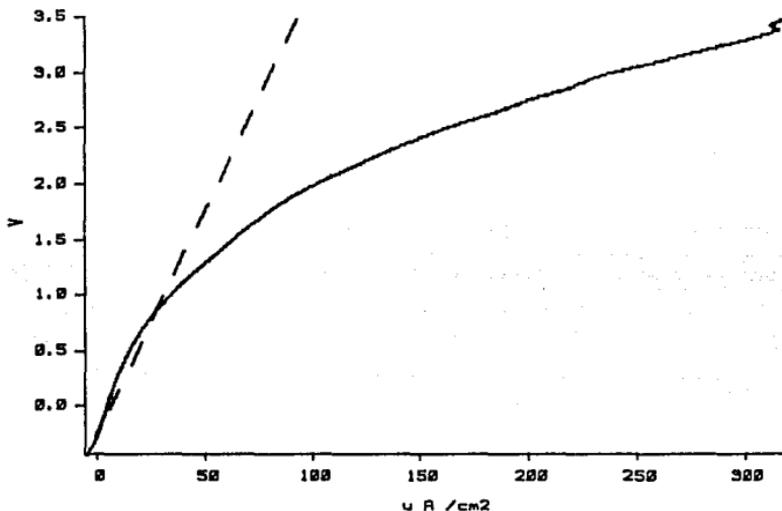
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 11 APR 1988			RUN DATE 11 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	1.221 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.246 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.002 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E(I=0)	=	-0.051 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	1 E-6 A /cm2
			CORR RATE	=	476 E-3 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV	RP calc.	=	15 E3 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A /cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TRFPT#	AMPS	VOLTS
0	-9 E-6	-252 E-3	0	-9 E-6	-252 E-3
1994	1 E-3	3 E0	1979	987 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 3
12 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - AGUA DESIONIZADA



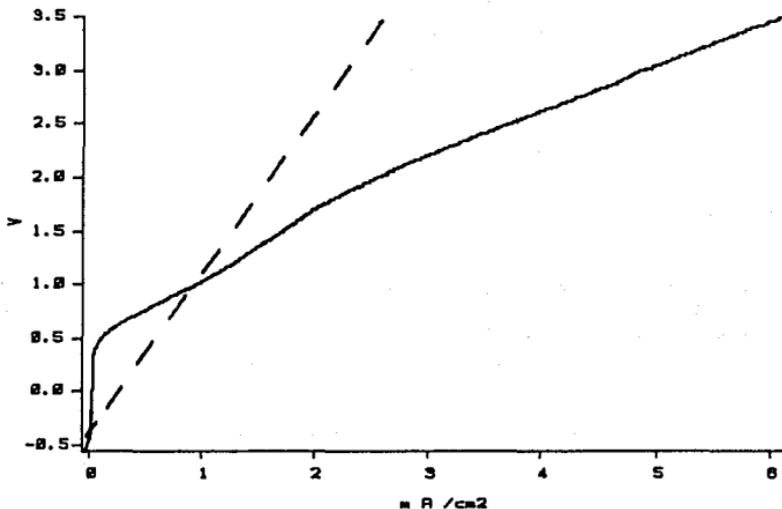
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 12 APR 1988			RUN DATE 12 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	1.502 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.309 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.176 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E[I=0]	=	-0.206 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	1 E-6 A /cm2
			CORR RATE	=	404 E-3 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV	RP calc.	=	40 E3 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A /cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-6 E-6	-426 E-3	0	-6 E-6	-426 E-3
2080	317 E-6	3 E0	2081	318 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 4
12 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA POTABLE



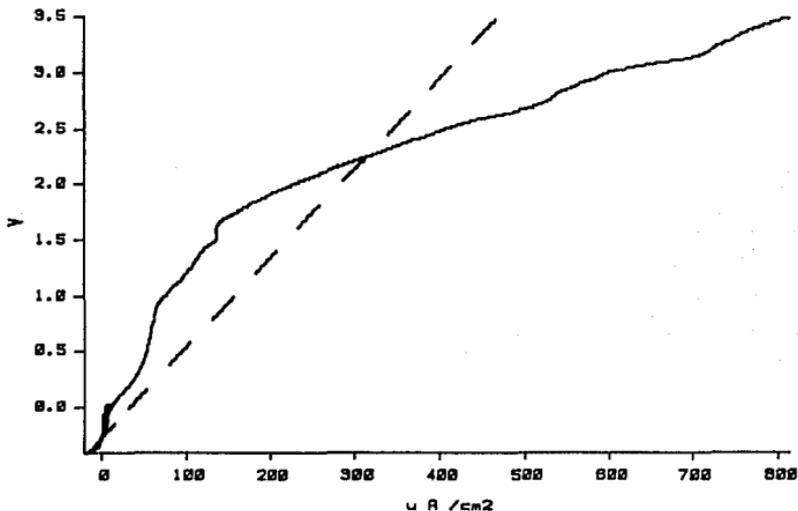
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	12 APR 1988	RUN DATE	12 APR 1988		
IR COMP	= DISABLED	TAFEL BETA a	= 1.175 V/DEC		
FINAL E	= 3.5 V	TAFEL BETA c	= 0.16 V/DEC		
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	Ecorr	= -0.312 V		
INITIAL DELAY	= 60 SEC	E(I=0)	= -0.357 V		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC	Icorr	= 3 E-6 A/cm2		
		CORR RATE	= 2 E0 MPY		
EQUIV WEIGHT	= 27.93 g/EQUIV	RP calc.	= 1 E3 Ohms		
DENSITY	= 7.8 g/cm3	ANODIC-BETA	= 0 V/DEC		
AREA	= 1 cm2	CATHODIC-BETA	= 0 V/DEC		
		Icorr calc.	= 0 A/cm2		
		CORR RATE calc.	= 0 MPY		
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-65 E-6	-562 E-3	0	-65 E-6	-562 E-3
2147	6 E-3	3 E0	2149	6 E-3	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 5
12 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA POTABLE



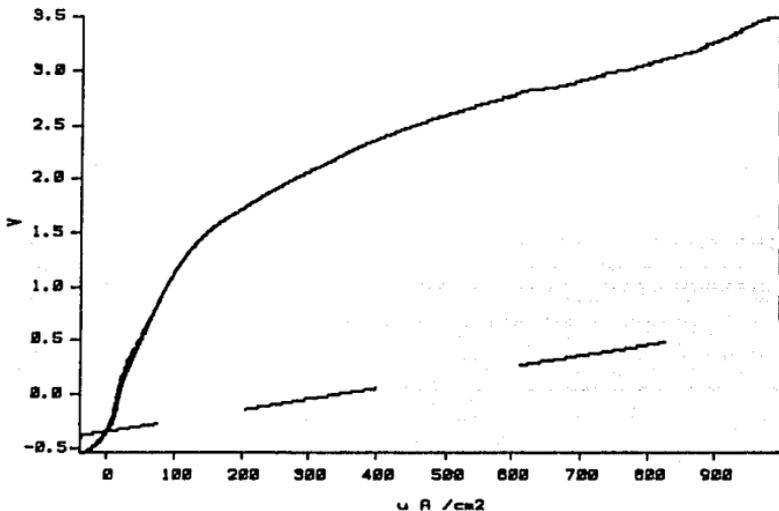
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 12 APR 1988			RUN DATE 12 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	1.455 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.176 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.166 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E(I=0)	=	-0.243 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	2 E-6 A/cm2
			CORR RATE	=	808 E-3 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV	RP calc.	=	8 E3 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A/cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-20 E-6	-416 E-3	0	-20 E-6	-416 E-3
2076	813 E-6	3 E0	2076	813 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURAS'
13 APR 1988

COMMENT:
ELECTROPOSITO DE BISMUTO - AGUA POTABLE



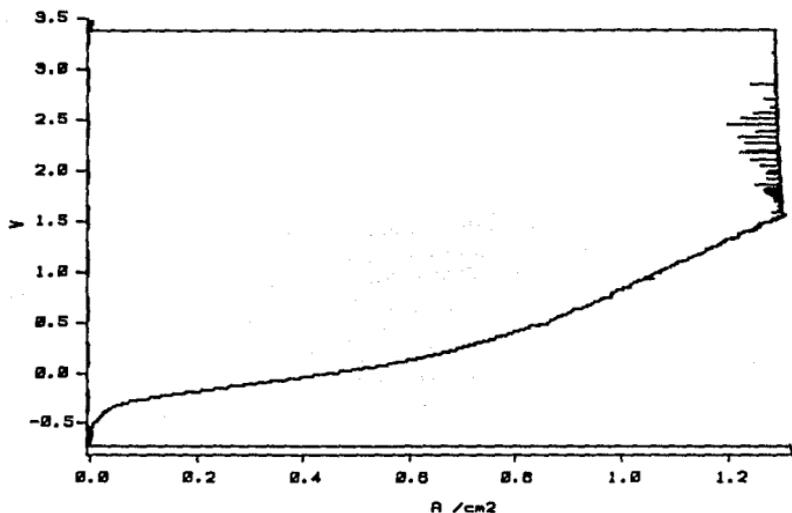
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	13 APR 1988	RUN DATE	13 APR 1988		
IR COMP	= DISABLED	TAFEL BETA a	= 1.696 V/DEC		
FINAL E	= 3.5 V	TAFEL BETA c	= 0.27 V/DEC		
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	Ecorr	= -0.295 V		
INITIAL DELAY	= 60 SEC	E(I=0)	= -0.332 V		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC	Icorr	= 6 E-6 A /cm2		
		CORR RATE	= 2 E0 MPY		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV	RP calc.	= 1.0 E3 Ohms		
DENSITY	= 9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	= 0 V/DEC		
AREA	= 1 cm2	CATHODIC-BETA	= 0 V/DEC		
		Icorr calc.	= 0 A /cm2		
		CORR RATE calc.	= 0 MPY		
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-38 E-6	-545 E-3	0	-38 E-6	-545 E-3
2139	990 E-6	3 E0	2139	990 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 7
13 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - AGUA POTABLE - CLORURO DE SODIO 10 PCT.



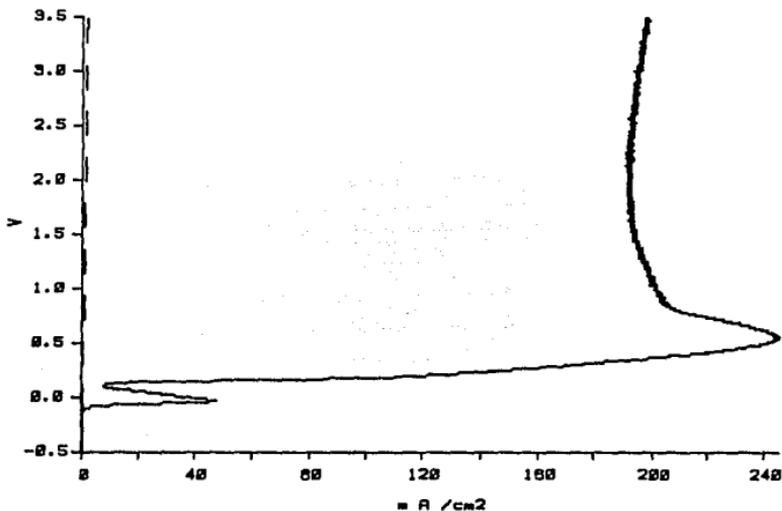
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 13 APR 1988			RUN DATE 13 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	0.1 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.009 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.567 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E(I=0)	=	-0.707 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	10 E-3 A/cm2
			CORR RATE	=	5 E3 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.93 g/EQUIV	RP calc.	=	-2 E-3 Ohms
DENSITY	=	7.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A/cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	1 E0	-817 E-3	66	1 E0	-717 E-3
2275	150 E-6	3 E0	2275	150 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 8
14 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - AGUA POTABLE - CLORURO DE SODIO 10 PCT.



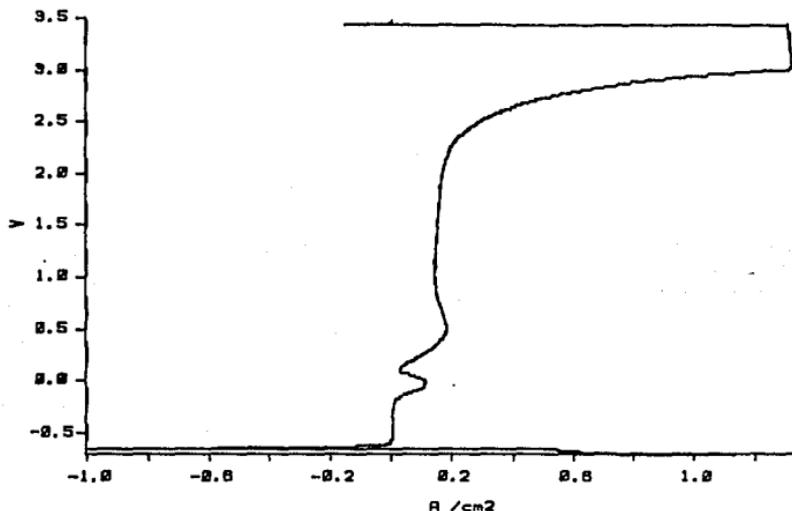
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 14 APR 1988			RUN DATE 14 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	0.829 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.086 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.265 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E(I=0)	=	-0.386 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	4 E-6 A/cm2
			CORR RATE	=	2 E0 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV	RP calc.	=	3 E3 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A/cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	-151 E-6	-515 E-3	0	-151 E-6	-515 E-3
2126	276 E-45	17 E-30	2124	198 E-3	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 9
14 APR 1988

COMMENT:
ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO - AGUA POTABLE - CLORURO DE SODIO 10 PCT.



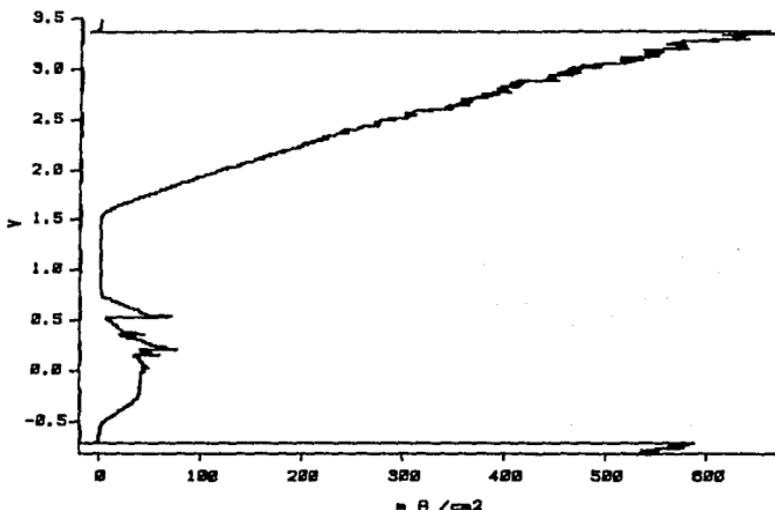
POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED	14 APR 1988	RUN DATE	14 APR 1988		
IR COMP	= DISABLED	TAFEL BETA a	= 0.1 V/DEC		
FINAL E	= 3.5 V	TAFEL BETA c	= 0.199 V/DEC		
INITIAL E	= -250 mV ~ Ec	Ecorr	= -0.464 V		
INITIAL DELAY	= 60 SEC	E(I=0)	= -0.655 V		
SCAN RATE	= 5.5 mV/SEC	Icorr	= 504 E-3 A /cm2		
		CORR RATE	= 184 E3 MPY		
EQUIV WEIGHT	= 27.6 g/EQUIV	RP calc.	= -2 E-3 Ohms		
DENSITY	= 9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	= 0 V/DEC		
AREA	= 1 cm2	CATHODIC-BETA	= 0 V/DEC		
		Icorr calc.	= 0 A /cm2		
		CORR RATE calc.	= 0 MPY		
RPPT#	AMPS	VOLTS	TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	1 E0	-714 E-3	0	1 E0	-714 E-3
2225	-57 E-6	3 E0	2225	-57 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 10
15 APR 1988

COMMENT:
ACERO 1010 - ACIDO SULFURICO - 0.1 N



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 15 APR 1988

RUN DATE 15 APR 1988

IR COMP = DISABLED
FINAL E = 3.5 V
INITIAL E = -250 mV ~ Ec
INITIAL DELAY = 60 SEC
SCAN RATE = 5.5 mV/SEC

TAFEL BETA a = 0.1 V/DEC
TAFEL BETA c = -24.278 V/DEC
Ecorr = -0.586 V
E(I=0) = -0.716 V
Icorr = 547 E-3 A/cm2
CORR RATE = 255 E3 MPY

EQUIV WEIGHT = 27.93 g/EQUIV
DENSITY = 7.8 g/cm3
AREA = 1 cm2

RP calc. = -3 E-3 Ohms
ANODIC-BETA = 0 V/DEC
CATHODIC-BETA = 0 V/DEC
Icorr calc. = 0 A/cm2
CORR RATE calc. = 0 MPY

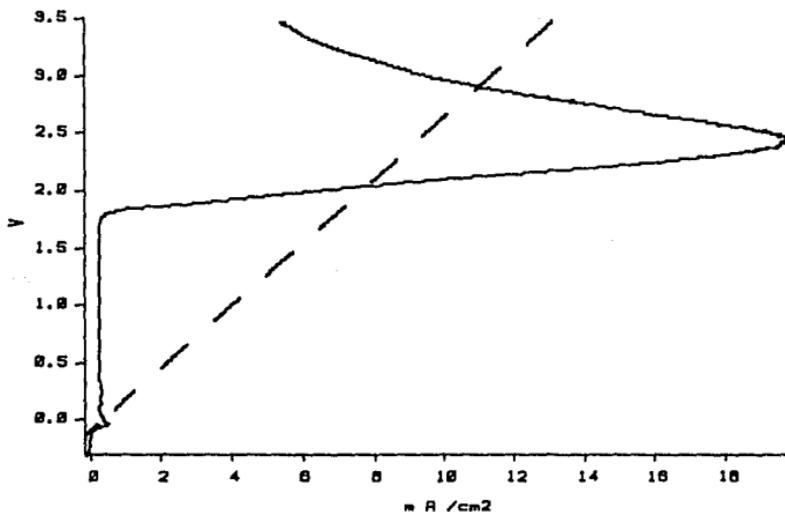
RPPT#	AMPS	VOLTS
0	530 E-3	-836 E-3
2286	249 E-6	3 E0

TAFPT#	AMPS	VOLTS
0	530 E-3	-836 E-3
2286	249 E-6	3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 11
15 APR 1988

COMMENT:
BISMUTO - ACIDO SULFURICO - 0.1 N

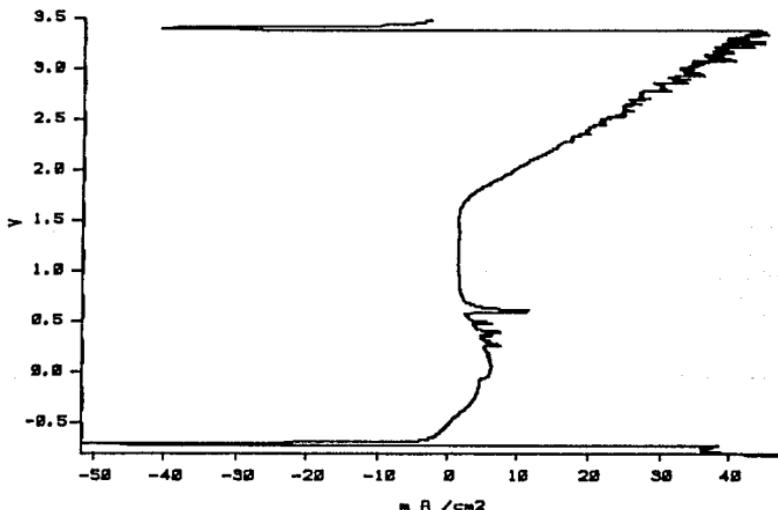


POTENTIODYNAMIC					
DATE CREATED	15	APR	1988	RUN DATE	15 APR 1988
IR COMP	=	DISABLED		TAFEL BETA o	= 1.393 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V		TAFEL BETA c	= 0.201 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec		Ecorr	= -0.046 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC		E(I=0)	= -0.069 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC		Icorr	= 15 E-6 A /cm2
				CORR RATE	= 6:00 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV		RP calc.	= 273 E0 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3		ANODIC-BETA	= 0 V/DEC
AREA	=	1 cm2		CATHODIC-BETA	= 0 V/DEC
				Icorr calc.	= 0 A /cm2
				CORR RATE calc.	= 0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS		TAPPT#	AMPS VOLTS
0	-205 E-6	-296 E-3		0	-205 E-6 -296 E-3
2015	5 E-3	3 E0		2015	5 E-3 3 E0

MODEL 351
CORROSION MEASUREMENT SYSTEM

FIGURA 12
15 APR 1988

COMMENT:
ELCTRODEPOSITO DE BISMUTO - ACIDO SULFURICO - 0.1 N



POTENTIODYNAMIC

DATE CREATED 15 APR 1988			RUN DATE 15 APR 1988		
IR COMP	=	DISABLED	TAFEL BETA a	=	0.1 V/DEC
FINAL E	=	3.5 V	TAFEL BETA c	=	0.495 V/DEC
INITIAL E	=	-250 mV ~ Ec	Ecorr	=	-0.55 V
INITIAL DELAY	=	60 SEC	E[I=0]	=	-0.697 V
SCAN RATE	=	5.5 mV/SEC	Icorr	=	29 E-3 A/cm2
			CORR RATE	=	11 E3 MPY
EQUIV WEIGHT	=	27.6 g/EQUIV	RP calc.	=	-39 E-3 Ohms
DENSITY	=	9.8 g/cm3	ANODIC-BETA	=	0 V/DEC
AREA	=	1 cm2	CATHODIC-BETA	=	0 V/DEC
			Icorr calc.	=	0 A/cm2
			CORR RATE calc.	=	0 MPY
RPPT#	AMPS	VOLTS	TRFPT#	AMPS	VOLTS
1	47 E-3	-798 E-3	0	47 E-3	-800 E-3
2268	-2 E-3	3 E0	2268	-2 E-3	3 E0

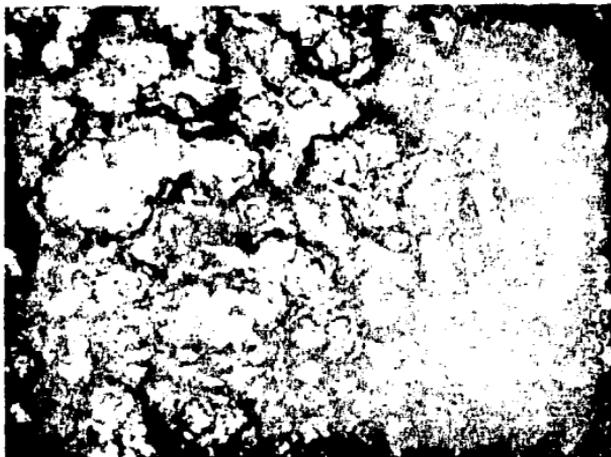


FOTO 1

ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO SOBRE ACERO AL CARBONO (1010) ANTES DE LA PRUEBA DE CORROSION.

200 X

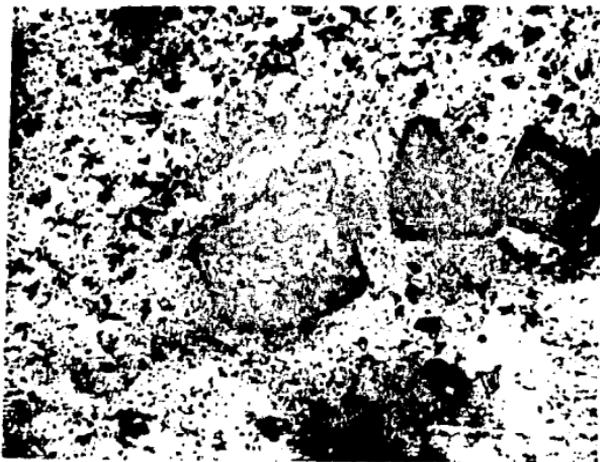


FOTO 2

ACERO AL CARBONO (1010) DESPUES DEL ATAQUE EN
AGUA POTABLE MAS 10% DE CLORURO DE SODIO.

200 X

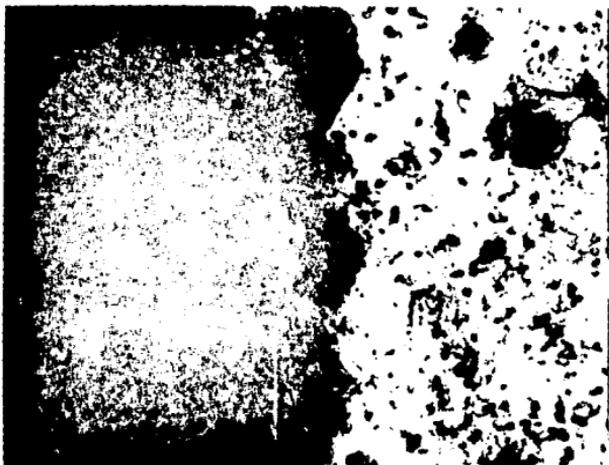


FOTO 3

ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO SOBRE ACERO AL CARBONO (1010) DESPUES DEL ATAQUE EN AGUA POTABLE MAS 10% DE CLORURO DE SODIO.

200 X

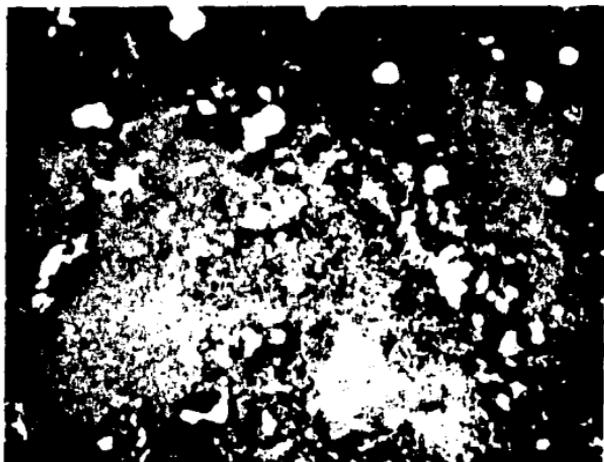


FOTO 4

ELECTRODEPOSITO DE BISMUTO SOBRE ACERO AL
CARBONO (1010) DESPUES DEL ATAQUE EN ACIDO
SULFURICO 0,1 N.

200 X