

03.86.08

REPUBLICA ARGENTINA  
COMISION NACIONAL DE ENERGIA ATOMICA  
Dependiente de la Presidencia de la Nación  
GERENCIA DE DESARROLLO  
Departamento de Materiales

GUIA DE TRABAJOS PRACTICOS DE CORROSION

Buenos Aires

1986

## PARES GALVANICOS

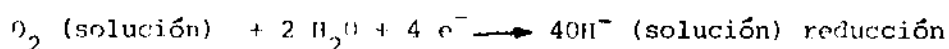
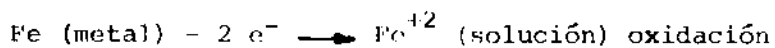
### Experiencia de la Gota

En una pieza de metal que sufre corrosión en un medio electrolítico deben coexistir áreas anódicas y catódicas.

En el área anódica ocurre un proceso de oxidación, es decir un proceso en el que hay pérdida de electrones, y en el área catódica un proceso de reducción, que corresponde a ganancia de electrones.

La conducción de electrones se produce a través del metal, mientras que la conducción electrolítica tiene lugar en la solución.

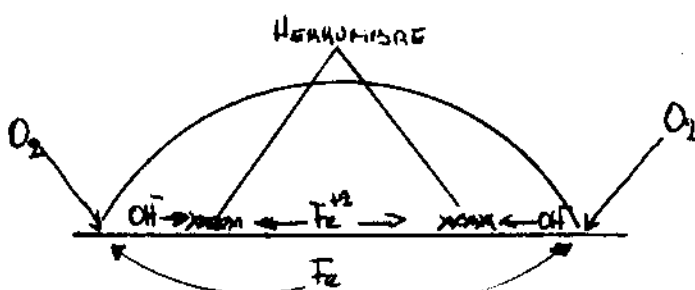
La coexistencia de áreas anódicas y catódicas sobre un mismo metal se pondrá en evidencia en la siguiente experiencia: Sobre una chapa de hierro finamente pulida (papel 600) se coloca una gota de solución de Cl Na al 3%, conteniendo pequeñas cantidades de ferricianuro de potasio y fenolftaleína, como indicadores respectivamente de iones ferrosos (coloración azul por formación de ferricianuro ferroso) y de iones oxidrilo (viraje de fenolftaleína a rosado, a pH mayor de 8). Los iones ferrosos y oxidrilo son los productos de oxidación y reducción, de acuerdo a las siguientes ecuaciones:



Inicialmente se verá sobre toda la superficie del metal una distribución al azar de áreas anódicas azules y áreas catódicas rosadas. Una vez que se redujo todo el  $\text{O}_2$  disuelto en la gota, el color rosado se limitará a la zona periférica, ya que el  $\text{O}_2$  atmosférico tiene acceso más fácilmente en esa zona y todo el centro de la gota se volverá azul; en este caso el área anódica será el centro de la gota y la catódica la periferia.

En la zona de contacto de las dos áreas se observará una coloración marrón debida a la precipitación de los iones  $\text{Fe}^{+2}$  en presencia de  $\text{OH}^-$ .

Las reacciones que ocurren dentro de la gota se muestran esquemáticamente en la siguiente forma:



### Par Galvánico Cu-Zn.

Para estudiar este par galvánico imaginemos la siguiente pila: Zn/ClNa (solución acuosa)/Cu, que en la práctica podría encontrarse en remaches, soldaduras o contrucciones metálicas donde ambos metales estuvieran presentes en contacto con un medio corrosivo.

En un sistema así constituido el Zn se comporta como ánodo y el Cu funciona como cátodo. En efecto, si midiéramos por separado los potenciales de los dos electrodos Zn/ClNa y Cu/ClNa con respecto a un electrodo de referencia, como por ejemplo el electrodo de calomel, los valores de potencial de electrodo serían de alrededor de - 1050 milivoltios y - 220 milivoltios respectivamente. Por lo tanto, al conectar nuestra pila con los bornes de un amperímetro observaremos la circulación de una corriente eléctrica. Las reacciones que tendrán lugar serán:

en el electrodo de Zn (ánodo)  $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2 \text{ electrones}$

en el electrodo de Cu (Cátodo)  $O_2 + H_2O \rightarrow 2 OH^- + 2 \text{ electrones}$

Por efecto de la circulación de la corriente eléctrica, ambos electrodos se polarizarán, es decir que los potenciales variarán con el tiempo en el sentido de igualar sus valores: el potencial del ánodo se irá haciendo más positivo y el potencial del cátodo más negativo (Fig. 1). Simultáneamente la intensidad de corrientes registrada por el amperímetro variará hasta alcanzar un valor estacionario  $I_c$  al que se denomina intensidad de corriente de corrosión (fig. 2)

El valor de esta intensidad de corriente determina según la ley de Faraday la masa de Zn que pasa a la solución. Es decir que cuanto mayor sea su valor más intensa será la disolución del ánodo.

De aquí surge la importancia de conocer su magnitud para poder prever la velocidad de ataque anódico.

Las técnicas más modernas en el estudio de la corrosión, permiten encarar la solución de este problema mediante el trazado de curvas de polarización de los materiales a investigar en los medio corrosivos más variados. El método consiste en polarizar por separado en el sentido anódico y catódico los metales en cuestión para reproducir sobre el ánodo y el cátodo el proceso de variación de potencial que ocurre espontáneamente durante el funcionamiento del par galvánico.

La superposición de ambas curvas permite determinar la corriente de corrosión  $I_c$  que es la que corresponde al punto en que ambas curvas se cortan. Este

punto, en el que los potenciales del ánodo y del cátodo son iguales, corresponde al potencial de corrosión  $E_c$  del par galvánico.

### Pares Galvanicos Fe-Cu, Fe-Zn y Cu-Zn

Alternativamente la determinación de la corriente de corrosión de un par galvánico puede realizarse de la siguiente manera. Supongamos que se conoce la curva de polarización anódica del metal que en dicho par funciona como ánodo. Si además se conoce el potencial del par galvánico en cuestión será posible determinar sobre la curva anódica cual será la corriente de disolución en el ánodo correspondiente a dicho potencial (Fig. 2). Esta corriente deberá ser la corriente  $I_c$  del par galvánico considerado.

De esta manera se determinará la corriente de disolución del Zn en el par Zn-Fe y en el par Zn-Cu, y la corriente de disolución del Fe en el par Fe-Cu.

### PARTE PRACTICA

#### 1. Trazado de curvas de polarización

Las curvas de polarización se pueden trazar por dos métodos distintos; potenciostático, que consiste en variar el potencial en escalones y medir la intensidad de corriente una vez que ésta alcance un valor constante, e intensio-  
tático, que consiste en variar la intensidad de corrientes aplicadas y registrar los valores correspondientes de potenciales.

La conveniencia del método a emplear depende del sistema en estudio, como veremos en las presentes prácticas.

En el armado de la celda en que se hacen las determinaciones se pondrá especial cuidado en que la distancia entre la superficie de la muestra y el capilar de Luggin sea aproximadamente dos veces el diámetro interno de este último.

Se trazarán las siguientes curvas:

#### Curva anódica del Zn en ClNa 1N (intensioestática)

- a) Pulir una probeta de Zn con papel 400 y decaparla rápidamente en ácido nítrico al 50%. Lavar con agua destilada y medir el área de la probeta.

- b) Medir el potencial de corrosión del Zn en la solución.
- c) Ir aplicando corrientes sucesivamente crecientes, desde  $1 \times 10^{-5}$  a  $1 \times 10^{-2}$  Amperios/cm<sup>2</sup>, y medir el potencial que se alcanza para cada intensidad de corriente aplicada, una vez estabilizado.
- d) Trazar la curva de polarización obtenida, representando, en papel semilogarítmico, el potencial en función de la densidad de corriente (i).

Curva catódica del Cu en ClNa 1N (potenciostática)

- a) Pulir una probeta de Cu con papel 400 y pulirla químicamente sumergiéndola en una solución de ácido fosfórico 35%, ácido acético 25% y ácido nítrico 20%. Lavar con agua destilada y medir el área de la probeta.
- b) Medir el potencial de corrosión del Cu en la solución.
- c) Aplicar un potencial de -1200 mV contra calomel saturado. Esperar 3 minutos y aumentar el potencial en escalones de 100 mV hasta -400 mV. Luego en dos escalones de 50mV y terminar con escalones de 10 mV hasta alcanzar el potencial de corrosión. En todos los casos registrar la intensidad de corriente (I) cuando ésta alcanza un valor constante.
- d) Trazar la curva de polarización así obtenida.

Curva catódica y anódica del Fe en ClNa 1N (potenciostática)

- a) Pulir un alambre de Fe con papel 600 y desengrasarlo con acetona. Lavar con agua destilada y medir la longitud que corresponda a un área de 1 cm<sup>2</sup>.
- b) Empezando a -1200 mVcs, ir variando el potencial en escalones de 50 mV, registrando siempre I cuando alcanza un valor constante (aprox. 2 min.)
- c) Cuando la intensidad de corriente se hace muy pequeña (menor de  $1 \times 10^{-5}$  Amperios) cortar el potenciostato y dejar evolucionar el sistema hasta alcanzar un potencial constante, que se registrará como potencial de corrosión del Fe en la solución en estudio.
- d) A partir del potencial de corrosión, aumentar el potencial una vez en 10 mV y dos veces en escalones de 20 mV y luego ir variando en escalones de 50mV, hasta alcanzar un potencial 200 mV superior al de corrosión. Registrar siempre en cada caso el valor de I constante.

e) Trazar la curva de polarización así obtenida.

2. Determinación de la corriente de corrosión

a) Superponiendo las curvas de polarización para el Cu y el Zn se determinará el valor de  $E_c$  y de  $I_c$  en el punto de intersección de los mismos.

Es necesario remarcar que las curvas de polarización se trazan representando la densidad de corriente en función del potencial. En cambio para obtener los valores de  $E_c$  y de  $I_c$  es necesario utilizar el valor de la corriente total (I).

Con el valor de  $I_c$  hallado se calculará la masa de Zn disuelta en 1 hora, aplicando la siguiente expresión (2ª Ley de Faraday):

$$g \text{ de Zn disuelto/hora} = \frac{\text{Peso atómico del Zn} \times I_c \text{ (amperes)}}{\text{No de electrones cedidos} \times 3600 \times 96500}$$

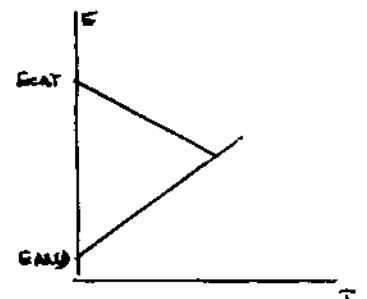
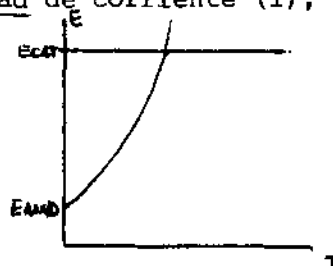
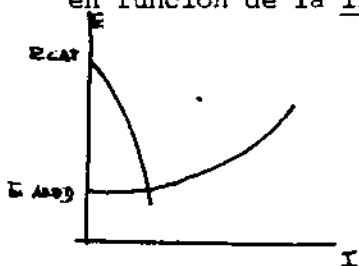
Ademas se verificará experimentalmente el valor de  $E_c$  hallado por intersección de las curvas. Para ello se sumergirá en la solución de Cl Na un par Cu-Zn y mediante un milivoltímetro se determinará su potencial eléctrico frente a un electrodo de calomel.

b) De la misma manera se determinarán los valores de  $E_c$  para los pares Fe-Cu y Fe-Zn en agua de mar. Con los valores hallados y haciendo uso de las curvas de polarización del Fe se determinarán los valores de  $I_c$  para ambos pares y se calcularán los gramos del metal anódico disueltos por hora en cada caso.

3. Cuestionario

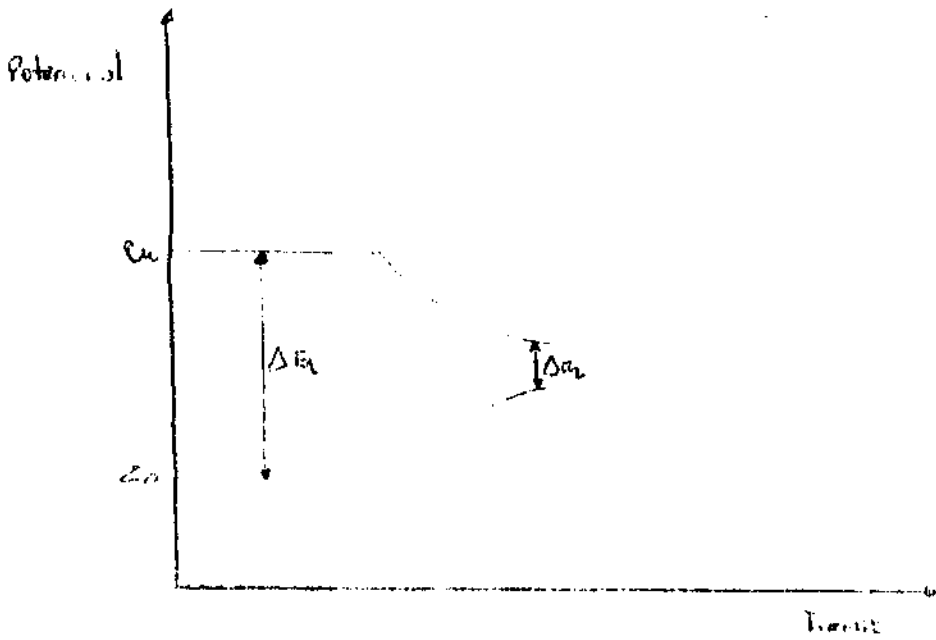
a) Formular las reacciones electroquímicas que ocurren en los pares Fe-Cu y Zn-Fe.

b) De estos tres tipos de diagramas de Evans, donde se representa el potencial en función de la intensidad de corriente (I),



¿Cuál representa el comportamiento del par Cu-Zn?

c) En dicho par galvánico, ¿ la velocidad de disolución anódica aumentará el área catódica?



$\Delta E_1$  Diferencia de potencial para el circuito abierto

$\Delta E_2$  Diferencia de potencial al cerrar el circuito

Fig. 1

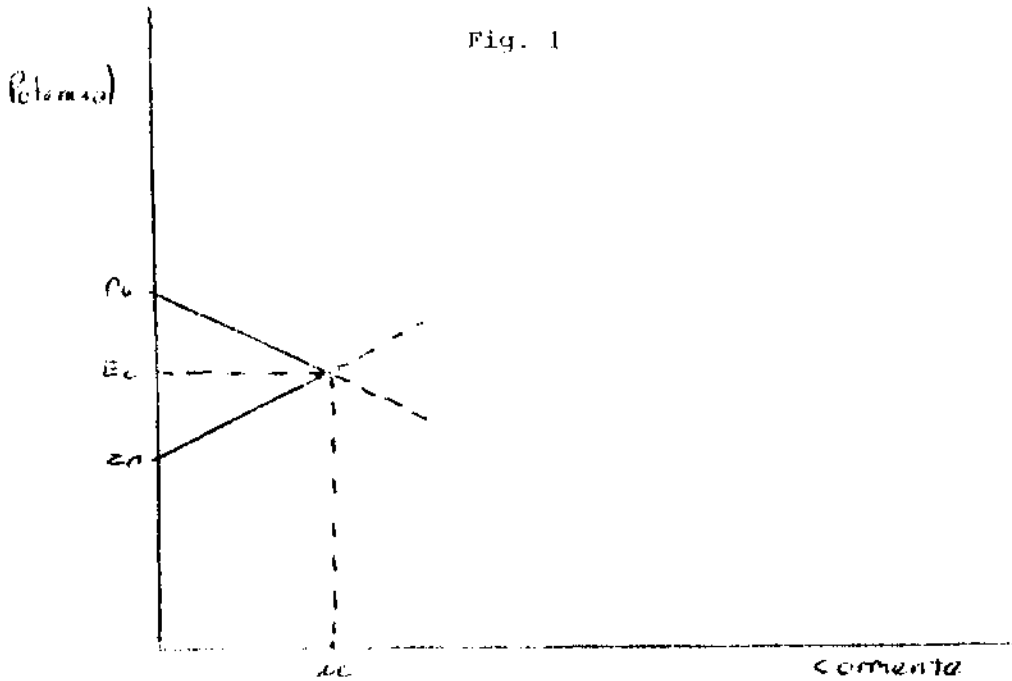


Fig. 2

PRACTICA: PARES GALVANICOS

Curva: Potenciostática-Catódica

Cu/ Cl Na 1N

Area Probeta (LxL)=

$E_{corr}$  [mV] c/s =

Tiempo de espera entre lecturas: 3'

E [mV] c/s	$\gamma_T$ [A]	i [A/cm <sup>2</sup> ]
- 1200		
- 1100		
- 1000		
- 900		
- 800		
- 700		
- 600		
- 500		
- 400		
- 350		
- 300		
- 290		
- 280		
- 270		

Observaciones

PRACTICA:

PARES GALVANICOS

Curva: Potenciostática - (Catódica y Anódica) Fe/C1Na 1N

Area Probeta:  $1 \text{ cm}^2 = r h + \pi r^2 = 1 \text{ cm}^2$

$E_{\text{corr}} [\text{mV}] \text{ c/s} =$   $h = \frac{1 \text{ cm}^2 - \pi r^2}{2 \pi r}$

Altura del alambre correspondiente a un área de  $1 \text{ cm}^2$  que debe sumergirse en la solución.

Tiempo de espera entre lecturas: 3'

E [mv] c/s	i [A/cm <sup>2</sup> ]
- 1200	
- 1150	
- 1100	
- 1050	
- 1000	
- 950	
- 900	
- 850	
- 800	
- 750	
- 700	

E corr :

PRACTICA: PARES GALVANICOS

Curva: Intensiostática-Anódica Zn/ClNa 1N

Area Probeta (LxL)=

Ecorr [mV] c/s=

Tiempo de espera entre lecturas= 3'

$I_T$ [A]	$i$ [A/cm <sup>2</sup> ]	$E$ [mv] c/s
$1 \times 10^{-5}$		
$2 \times 10^{-5}$		
$5 \times 10^{-5}$		
$1 \times 10^{-4}$		
$2 \times 10^{-4}$		
$5 \times 10^{-4}$		
$1 \times 10^{-3}$		
$2 \times 10^{-3}$		
$5 \times 10^{-3}$		
$1 \times 10^{-2}$		

Observaciones:

PRACTICA:

PARES GALVANICOS

COMISION N°=

SISTEMA	INTERSECC.	CURVAS	LECTURA PAR GALVANICO (mV) c/s
	mV c.s.	Ic	
Cu-Zn			
Fe-Zn			
Fe-Cu			

Observaciones

q de Zn disuelto/hora en par Cu-Zn=

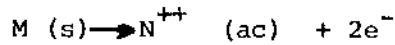
q de Zn disuelto/hora en par Fe-Zn=

q de Fe disuelto/hora en par Fe-Cu=

## PASIVIDAD ANODICA Y PASIVACION

Si mediante el uso de un potenciostato, se aumenta el potencial de un metal en corrosión, puede obtenerse una curva del tipo de la figura 1.

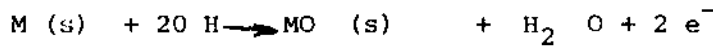
Al aumentar el potencial, se observa un aumento rápido de la corriente y por lo tanto, de acuerdo a las leyes de Faraday, un incremento equivalente en la velocidad de corrosión, en esta región AB, el metal es activo y la principal reacción será:



Si continuamos aumentando el potencial, en el punto B se observa un cambio súbito de la pendiente de la curva. La densidad de corriente baja rápidamente desde 1 a  $10^{-2}$  Amp/cm<sup>2</sup>, por lo tanto, la velocidad de corrosión es muy pequeña y el metal se hace pasivo (región CD).

El potencial en el punto C se suele llamar Potencial de Flade y corresponde al potencial anódico crítico para la pasivación.

Esta región CD de la curva corresponde a la formación de una película protectora de óxidos e hidróxidos que dificulta el pasaje de iones metálicos a la solución:



Por encima del potencial del punto D y cuando el film pasivante es buen conductor de electrones (caso del hierro), se inicia la descomposición del solvente, con desprendimiento de oxígeno. La reacción que produce este aumento de corriente estará dada por:

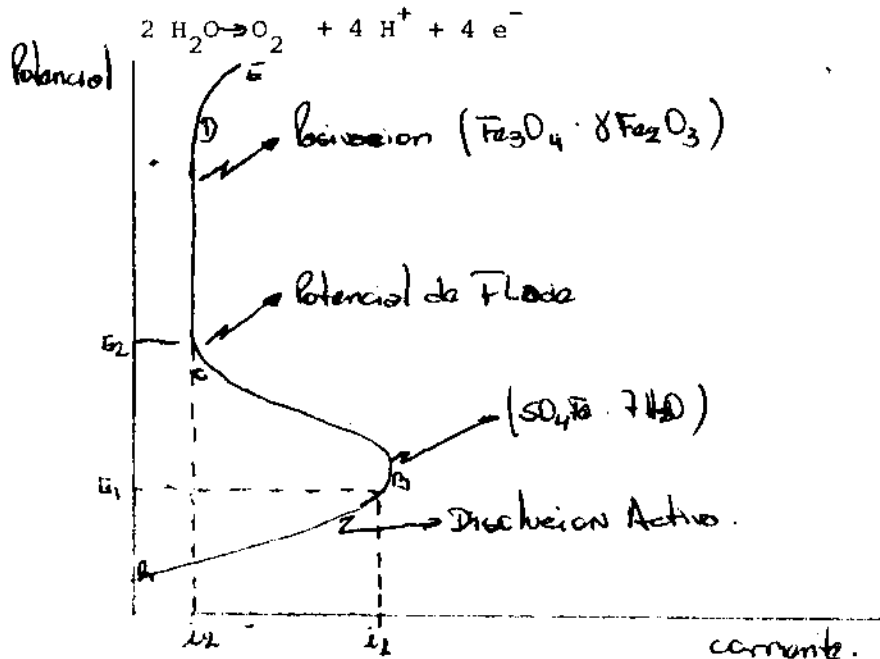


Fig. 1.

PARTE EXPERIMENTAL

En la presente práctica se trazaran las curvas de polarización para Fe en ácido sulfúrico (corrosión y pasivación) y del acero inoxidable 18-8 en ácido sulfúrico (transpasividad).

Además se estudiará la pasivación del Fe en ácido nítrico concentrado.

A) Curvas de Polarización

1- Curva de polarización intensiostática del Fe en  $H_2SO_4$  5%

- a) Pulir un alambre de Fe con papel 400 y desengrasarlo con acetona. Luego de secarlo marcar sobre el mismo una longitud que corresponde a un área de  $0,25 \text{ cm}^2$
- b) Realizar una reducción catódica, haciendo circular durante 3 minutos una corriente que corresponde a un potencial de  $-1400 \text{ mVs}$  (s, electrodo de referencia de  $Hg/Mg_2SO_4$ ).
- c) Medir el potencial de corrosión y realizar una curva de polarización anódica variando la corriente entre  $1,0 \times 10^{-5}$  y  $3 \times 10^{-1}$  (tomar aproximadamente 20 valores) y registrando los potenciales correspondientes, una vez alcanzados valores constantes.
- d) Trazar la curva de polarización así obtenida en papel semilogarítmico.

2- Curva de polarización potencioestática del Fe en  $H_2SO_4$  5%

- a) Preparar un alambre como en el caso anterior.
- b) Efectuar una reducción catódica, dejando la probeta durante 3 minutos a un potencial de  $-1400 \text{ mVs}$ .
- c) Medir el potencial de corrosión.
- d) A partir del potencial de corrosión, aumentar primero  $10 \text{ mV}$ , luego en escalones de  $100 \text{ mV}$  hasta alcanzar la zona pasiva, en la que se efectuará variaciones de potencial en escalones de  $200 \text{ mV}$ . Al alcanzar un potencial de  $1200 \text{ mVs}$ , efectuar variaciones de  $100 \text{ mV}$  hasta que la intensidad de corriente alcance aproximadamente  $0,3 \text{ amperios}$ .

En todos los casos registrar las intensidades de corriente constante.

- e) Graficar en papel semilogarítmico y comparar con el gráfico obtenido por el método potencioestático.

3- Curva de polarización potencioestática del acero inoxidable 18-8- en H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub> 5%  
(curva catódica y anódica)

- a) Preparar una probeta con un alambre de esta aleación, desengrasada con acetona. Calcular la longitud para un área de 0,5 cm<sup>2</sup> (o menor).
- b) Potencioestatar a un potencial catódico (-1200 mVs), registrar la intensidad de corriente constante y luego ir aumentando el potencial en escalones de 40mV registrando siempre la corriente. Al alcanzar intensidades de corriente muy baja desconectar el potencioestado y dejar evolucionar el sistema al potencial de corrosión.
- c) A partir del potencial de corrosión continuar variando el potencial hacia valores más positivos, en escalones de 40 mV. Cuando se alcanza la zona de pasividad variar el potencial en escalones de 200 mV. Por encima de los 400 mVs, variar el potencial en escalones de 100 mV, e interrumpir las medidas cuando las intensidades de corriente constante alcanzan el orden de 0,1 amperios
- d) Graficar en papel similogarítmico y comparar con las curvas obtenidas para hierro en la misma solución.  
Representar las corrientes catódicas y anódicas con símbolos diferentes.

B) Pasivación del hierro en ácido nítrico concentrado

La velocidad de corrosión del hierro en ácido nítrico concentrado (d=1,4) es muy baja, debido a que se recubre con un film de óxido férrico, insoluble en este ácido concentrado, en estas circunstancias el hierro alcanza un potencial de corrosión, cercano al del platino. El hierro se ha pasivado.

En ácido nítrico diluído no se alcanza esta propiedad debido a que la película de óxido es soluble en el ácido diluído y, en consecuencia, el metal se ataca enérgicamente.

PARTE EXPERIMENTAL

Se utilizan probetas de chapas de Fe pulidas con papel 600 y desengrasadas con

acetona.

Las soluciones que se especifican a continuación, se colocan en vasos de 50 cm<sup>3</sup>. Se trabaja bajo campana.

Solución 1: ácido nítrico al 10% (en volúmen)

Solución 2: ácido nítrico al 50% ( en volúmen)

Solución 3: ácido nítrico concentrado (d= 1,4)

Solución 4: sulfato de cobre al 5%

- a) Sumergir una probeta en la solución 1 y medir el potencial de corrosión ( $E_c$ ) usando un electrodo de referencia de calomel saturado. Escurrir la probeta y pasarla a la solución 2, medir el  $E_c$  para esta solución, observar el comportamiento en ambas soluciones.
- b) Pasar la probeta, previamente escurrida, a la solución 3. Se notará el fenómeno de pasivación. Medir el  $E_c$  para este sistema!
- c) Sacar la probeta pasivada de la solución 3 y, cuidando no golpearla, pasarla a la solución 2. Medir el nuevo  $E_c$  y compararlo con el obtenido anteriormente para la misma solución. Observar lo que ocurre y luego golpear suavemente la probeta. Observar la ruptura de la pasividad y el intenso ataque. Volver a medir  $E_c$ .
- d) Pasivar nuevamente la probeta en la solución 3 y pasarla a la solución 4, sin golpearla. Observar si se producen cambios sobre la superficie de la probeta. Golpear suavemente y observar la ruptura de la pasividad y la deposición de Cu. Medir los potenciales antes y después de golpear la probeta.
- e) Usando otra probeta, atacarla en la solución 2 y luego pasarla a la solución 4. Observar lo que ocurre y medir el potencial.

### C) CUESTIONARIO

- a) Calcular la densidad de corriente anódica de la zona pasiva para acero inoxidable 18-8 en H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub> 5% aereado, a partir de la curva de polarización obtenida experimentalmente y suponiendo que la corriente límite para reducción catódica del O<sub>2</sub> es del orden de  $3 \times 10^{-5}$  A/cm<sup>2</sup>.  
(Esta corriente límite corresponde a una concentración de O<sub>2</sub> aproximadamente de 8 p.p.m., que es la que se tiene en soluciones acuosas a tempera-

turas ambiente y en equilibrio con el aire).

- b) Comparar el valor de la densidad de corriente pasiva calculado en a) para el acero inoxidable, con el obtenido experimentalmente para Fe en la misma solución.  
Comparar también los valores de los potenciales de iniciación de la pasivación para ambos sistemas.  
¿ Que sugieren estos datos con respecto a la resistencia a la corrosión de ambos materiales en ese medio?
- c) A qué se debe el aumento significativo de la densidad de corriente que se observa en acero inoxidable en  $H_2SO_4$  5% a potenciales inferiores al de desprendimiento de  $O_2$ ?
- d) A partir de los potenciales de corrosión medidos en las diferentes etapas de la experiencia de pasivación del Fe en  $HNO_3$  y de la curva de polarización del Fe en  $H_2SO_4$  al 5%, explicar el comportamiento observado.
- e) A partir de los potenciales de corrosión medidos para Fe pasivado y sin pasivar en ácido nítrico, y de los datos obtenidos del diagrama de Pourbaix para cobre (Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solutions, M. Pourbaix) ; explique el comportamiento observado al sumergir una probeta de hierro en solución de  $CuSO_4$ , antes y después de romper la pasividad.

COMISION N°:

PRACTICA : PASIVIDAD ANODICA Y PASIVACION

( PASIVACION DEL Fe en NO<sub>3</sub>H CONCENTRADO)

SISTEMA	E ( mV ) c/s
Fe/ NO <sub>3</sub> H 10%	
Fe/ NO <sub>3</sub> H 50%	
Fe/ NO <sub>3</sub> H Concentrado	
Fe/ SO <sub>4</sub> Cu 5%	

Observaciones:

### COMPORTAMIENTO ANODICO DEL ALUMINIO

El aluminio es un metal que normalmente está recubierto por una película de óxido ( $O_3 Al_2$ ) termodinámicamente muy estable. Por lo tanto a diferencia de otros metales como el hierro, níquel, etc. al ser polarizado anódicamente en soluciones acuosas no presenta una zona de disolución activa, sino que el óxido crece continuamente debido a la reacción anódica de oxidación del aluminio. Para determinados aniones: sulfato, tartrato, citrato, etc. se pueden alcanzar potenciales muy anódicos, sobrepasándose el potencial que corresponde a la descomposición electrolítica del agua sin observarse el deprendimiento de oxígeno, ya que la película pasivante es mala conductora de electrones a diferencia de lo que acontece con los óxidos formados sobre otros metales (hierro, níquel, etc.).

Por otra parte, en presencia de otros aniones: cloruro, bromuro, yoduro, perclorato, nitrato, etc, la pasividad se puede romper presentándose el fenómeno de picado. El potencial para el cual ocurre este ataque localizado depende del anión y de su concentración en la solución. Asimismo la morfología de este tipo de ataque puede presentar diferencias significativas para distintos aniones.

El propósito de esta práctica es comprobar experimentalmente dichas diferencias de comportamiento anódico del aluminio en soluciones de cloruro, nitrato y tartrato.

#### a) PARTE EXPERIMENTAL

Se utilizarán probetas planas pulidas electrolíticamente en una solución que contiene 10% de ácido perclórico y 90% de butilcelosolve. Deberán ser observadas mediante el microscopio antes y después de efectuar cada experiencia. Las experiencias consisten en el trazado de curvas de polarización anódica en soluciones acuosas de los aniones mencionados anteriormente mediante el empleo de un circuito potencióstático.

#### 1. Polarización anódica en citrato de amonio 1 N

- a) Observar la probeta al microscopio
- b) Determinar el potencial de corrosión ( $E_c$ ) utilizando como electrodo de referencia un electrodo de sulfato mercurioso saturado ( $E = 644$   
 $mV_H$ )

- c) Aumentar el potencial de la probeta en escalones hasta 2800 mV por encima del  $E_c$  e ir registrando para cada valor de potencial la intensidad de corriente.
- d) Trazar la curva de polarización obtenida representando el potencial en función de la densidad de corriente, pero expresando los potenciales en la escala de hidrógeno.
- e) Observar la probeta con el microscópio.

2. Polarización anódica en nitrato de sodio 1N :

Repetir lo indicado en el punto 1, y determinar gráficamente el potencial de picado ( $E_p$ ) para este sistema.

3. Polarización anódica en cloruro de sodio 1N:

- a) Observar la probeta al microscópio.
- b) En este caso se requiere utilizar una celda que permita eliminar el oxígeno disuelto en la solución, mediante el burbujeo de una corriente de nitrógeno purificado, durante una hora. A continuación se determinará el potencial de corrosión ( $E_c$ ) empleando un electrodo de calomel saturado ( $E = 244 \text{ mV}_H$ )
- c) Ir aumentando el potencial de la probeta en escalones hasta 700 mV por encima de  $E_c$  registrando en cada caso el valor de la intensidad de corriente.
- d) Graficar expresando los potenciales en escala de hidrógeno en función de la densidad de corriente y hallar de la curva el potencial de picado ( $E_p$ )
- e) Comparar la curva anterior con otra obtenida en solución de cloruro de sodio 1N sin la eliminación del oxígeno, para la cual se empleará una probeta plana pulida electrolíticamente o en su defecto un alambre de aluminio previamente decapado en hidróxido de sodio al 10%.
- f) Observar la probeta al microscopio

b) CUESTIONARIO

Señalar el potencial de corrosión ( $E_c$ ) y el potencial de picado ( $E_p$ ) en los siguientes diagramas que representan el comportamiento del Al en ClNa 1 N en medio aireado y deaireado.



¿Cuál corresponde al medio aireado y cuál al deaireado?

PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL

CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al/CITRATO DE AMONIO 1N

MEDIO "AIREADO"

COMISION N°=

AREA PROBETA ( L x L ) =

$E_{CORR} ( mV )_{SO_4} =$

$E_{CORR} ( mVH ) =$

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS = 3'

$E(mV)_{SO_4}$	E (mV) <sub>H</sub>	$i_T$ (A)	$i$ (A/cm <sup>2</sup> )

Observaciones:

**PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL**

**CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al /Na Cl 1N**

**MEDIO "AIREADO"**

**COMISION N° :**

**AREA PROBETA ( L x L ) =**

**$E_{CORR}$  ( mV ) o/s =**

**$E_{CORR}$  (mVh) =**

**TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS = 3'**

E (mV)c/s	E (mV) H	$i_p$ (A)	i (A/cm <sup>2</sup> )

**Observaciones :**

PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL

CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al/NaNO<sub>3</sub> 1N

MEDIO "AIREADO"

COMISION N°=

AREA PROBETA ( L x L ) =

E<sub>CORR</sub> ( mVs ) =

E<sub>CORR</sub> ( mVH ) =

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS : 3'

E (mVs)	E (mVH)	i <sub>T</sub> (A)	i( A/cm <sup>2</sup> )

Observaciones:

PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL

CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al/NaCl 1N

MEDIO "DEAIREADO"

AREA PROBETA ( L x L ) :

$E_{CORR}$  ( mV ) c/s \*

$E_{CORR}$  (mVH) =

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS = 3'

E (mV)c/s	E (mV, H)	$I_T$ (A)	$i$ (A/cm <sup>2</sup> )

Observaciones:





## CORROSION BAJO TENSION

### Introducción

La acción simultánea de un medio agresivo y tensiones mecánicas aplicadas o residuales - sobre un metal, puede provocar la aparición de un fenómeno llamado corrosión bajo tensión, que se manifiesta por medio de figuras propagándose en el material, con velocidades variables que llegan a valores de mm por hora.

En este tipo de ataque no existe relación entre pérdida de masa por corrosión y daño producido, ya que la fisura avanza en un frente muy estrecho y con una relación ancho-profundidad muy pequeña, reduciendo sensiblemente la resistencia mecánica de la pieza afectada. En general, se observa que este tipo de ataque se presenta para algunos metales o aleaciones en ciertos medios (latones 70% Cu-30% Zn, en solución o vapores amoniacales; aceros inox. austeníticos en soluciones de HCl; Al 4% Cu y Al-Mg-Zn en agua de mar, etc). La manera de evitar la corrosión bajo tensión es evitando las combinaciones aleación/ medio agresivo o bien-siempre que sea posible-eliminar las tensiones mecánicas, ya que es necesario la presencia simultánea de ambos factores para que se produzca este ataque.

### PRACTICA

Se fraccionarán muestras de alambre de latón (63% Cu-37%Zn) con una velocidad de  $1,7 \times 10^{-5}$  seg.<sup>-1</sup>, en solución de Na NO<sub>2</sub> 1M. Luego se observarán las muestras en el microscopio electrónico de barrido con el fin de detectar la presencia de fisuras. Se determinará además el tipo de fisura y se observará un corte transversal de las muestras.

PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL

CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al/CITRATO DE AMONIO 1N

MEDIO "AIREADO"

COMISION N° =

AREA PROBETA ( L x L ) =

 $E_{CORR} ( mV )_{SO_4} =$  $E_{CORR} ( mVH ) =$ 

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS = 3'

$E (mV)_{SO_4} =$	$E (mV)H$	$i_T (A)$	$i (A/cm^2)$

Observaciones:

PRÁCTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL ALCURVA POTENCIOSTÁTICA ANODICA Al/NaNO<sub>3</sub> 1N

MEDIO "AIREADO"

COMISION N° =

AREA PROBETA ( L x L ) =

E<sub>CORR</sub> ( mVs ) =E<sub>CORR</sub> ( mVH ) =

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS : 3'

E (mVs)	E (mVH)	i <sub>T</sub> (A)	i( A/cm <sup>2</sup> )

Observaciones:

PRACTICA : COMPORTAMIENTO ANODICO DEL AL

CURVA POTENCIOSTATICA ANODICA Al/Na Cl 1N

MEDIO "DEAIREADO"

AREA PROBETA ( L x L ) :

 $E_{CORR}$  ( mV ) c/s = $E_{CORR}$  (mVH) =

TIEMPO DE ESPERA ENTRE LECTURAS = 3'

E (mV)c/s	E (mV. H)	$i_T$ ( A )	$i$ (A/cm <sup>2</sup> )

Observaciones: