

DIAGRAMAS DE EVANS

1. INTRODUCCIÓN.

El sistema formado por un metal que se corroe sumergido en un electrolito es *equivalente* al funcionamiento de una pila en cortocircuito. La reacción anódica sería la disolución del metal $M \rightarrow M^{n+} + ne^-$, mientras que la catódica depende de las especies que se encuentren en disolución. En medio acuoso y en ausencia de otros oxidantes, la reacción catódica suele ser o bien la reducción de oxígeno o bien la descarga de hidrógeno. En estas condiciones, tanto la reacción anódica como la catódica se producen en la superficie del metal que se corroe y, por tanto, la velocidad de corrosión no puede medirse directamente.

Si estas reacciones ocurren sobre dos piezas metálicas diferentes, la velocidad de corrosión puede evaluarse por el método de Evans. Este método consiste en unir las dos piezas de metal a través de una resistencia variable y medir tanto la intensidad que recorre el circuito exterior como el potencial de cada pieza. Al disminuir manualmente la resistencia, la corriente que circula aumenta, pudiéndose trazar las curvas de polarización de ambos metales. La prolongación de los tramos rectos en la representación proporciona las características de funcionamiento del sistema en cortocircuito, es decir cuando los metales se encuentran en contacto. La intensidad y el potencial de corrosión pueden obtenerse gráficamente de este modo.

2. OBJETIVOS.

1. Construcción de los diagramas de Evans para el sistema Fe/Zn a diferentes valores de pH.
2. Determinación de la velocidad de corrosión.

3. MATERIAL.

- Lámina de Fe
- Lámina de Zn
- NaCl
- HCl
- Fenoltaleína (disolución etanólica al 1%)
- Ferricianuro potásico 0,1M en agua
- NaOH
- Papel de lija
- pH-metro
- Miliamperímetro
- 2 Voltímetros
- Electrodo referencia (ECS)
- Resistencia variable 0-10 kΩ
- Agitador magnético

4. REALIZACIÓN.

Llenar un vaso de precipitados con una disolución al 3% en NaCl y acidificarla con HCl 6M hasta pH~ 2 (5 ó 6 gotas). Medir pH con un pH-metro previamente calibrado. Introducir una barra imantada y mantener una agitación suave y continua. Lijar las láminas metálicas y, ayudándose de cinta de Teflon, seleccionar una área de trabajo de unos 4 cm². A continuación, sumergir las láminas en la disolución y situarlas paralelamente a una distancia de unos 5 mm. Cerrar el circuito eléctrico con la resistencia variable en su valor más alto (10 KΩ), ajustando el dispositivo experimental

que se observa en la figura 1. De este modo, se pueden obtener medidas simultáneas del potencial de ambas láminas (referido al electrodo de calomelanos saturado) y de la corriente que circula por el circuito. ¿Sería correcto este montaje para ser utilizado en disoluciones muy poco conductoras?

Anotar las lecturas de potencial de las láminas sin paso de corriente. A continuación, disminuir lentamente el valor de la resistencia del circuito exterior (girar el

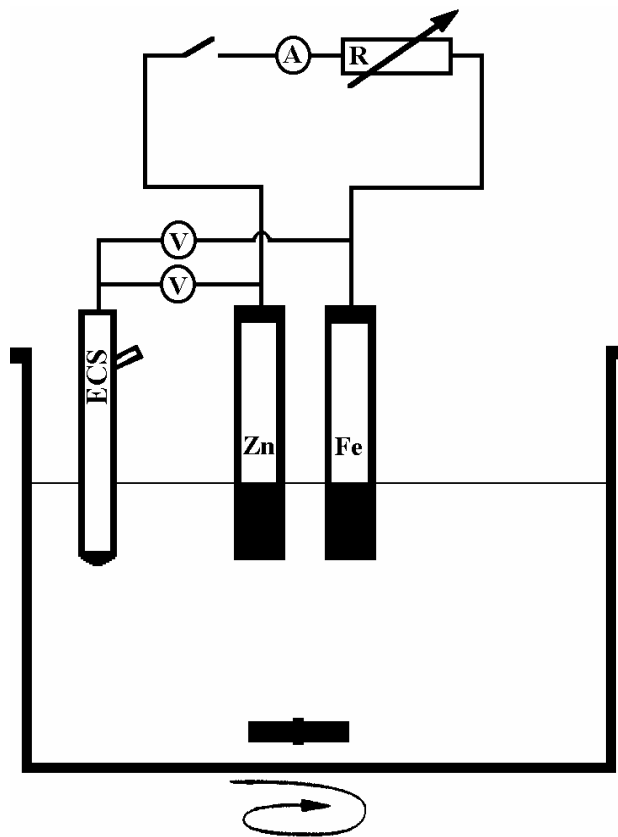


FIGURA 1

potenciómetro en sentido antihorario) obteniendo pares de puntos (E , I) para cada lámina. Conseguir, al menos, 10 puntos antes de que la resistencia alcance el valor $R = 0$. Contestar a la cuestión final nº 4 y representar en papel semilogarítmico el potencial de cada electrodo frente a la intensidad de corriente, extrapolando el valor del potencial de corrosión y de la intensidad de corrosión, que corresponden al punto de intersección de los tramos lineales de ambas representaciones (zona de Tafel). *Calcular la velocidad de corrosión de la lámina de zinc en estas condiciones y expresarla en mm/año, despreciando la contribución a la velocidad total de corrosión del proceso de descarga de hidrógeno sobre el zinc.*

Repetir la misma experiencia y cálculos para una disolución al 3% en NaCl y 1M en NaOH y para otra de NaCl al 3%.

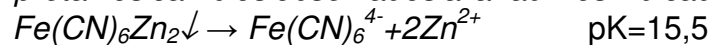
En el caso de la disolución de NaCl al 3% realizar el siguiente experimento adicional. Una vez realizadas todas las medidas de corriente y de potencial y con $R=0$ para la agitación y añada un par de ml de las disoluciones de fenolftalína y ferricianuro. Anote los cambios que se produzcan alrededor de los electrodos.

5. CUESTIONES FINALES.

1. *Situar, en los diagramas de Pourbaix correspondientes, los puntos (E,pH) relacionados con la situación inicial de las láminas en cada experimento (I= 0). Decidir el estado de inmunidad, pasividad o corrosión en el que se encuentran.*

AN INTRODUCTION TO CORROSION AND PROTECTION OF METALS**Gösta Wranglén****Butler&Tanner Ltd., London****1972****Figs. Q5 y Q9**

2. *Interpretar los cambios observados al añadir los indicadores. Tener en cuenta:*



3. *Identificar las reacciones anódica y catódica que ocurren al poner en cortocircuito las láminas en cada experiencia realizada.*

4. *Observar la diferencia de aspecto que ofrecen las dos superficies de la lámina de hierro (la enfrentada a la lámina de zinc y la cara posterior) tras los experimentos. Dar una explicación a este fenómeno.*