

# Experimento 4

## Diagramas de Evans



UNIVERSIDAD  
COMPLUTENSE  
MADRID

**Proyecto Innova-Docencia**  
2021-2022  
Nº250

# INTRODUCCIÓN

## FUNDAMENTOS

Un metal que se corroe es equivalente a una pila que opera en cortocircuito (cc). Los Diagramas de Evans permiten representar por separado fenómenos de polarización del cátodo (c) y ánodo (a) (**Figura 1**) durante la corrosión. Las relaciones entre los potenciales de ánodo y cátodo en cortocircuito y los fenómenos de polarización vienen dadas por las expresiones:

$$E_{a,cc} = E_{a,oc} + \Delta E_{p,a}$$

$$E_{c,cc} = E_{c,oc} - \Delta E_{p,c}$$

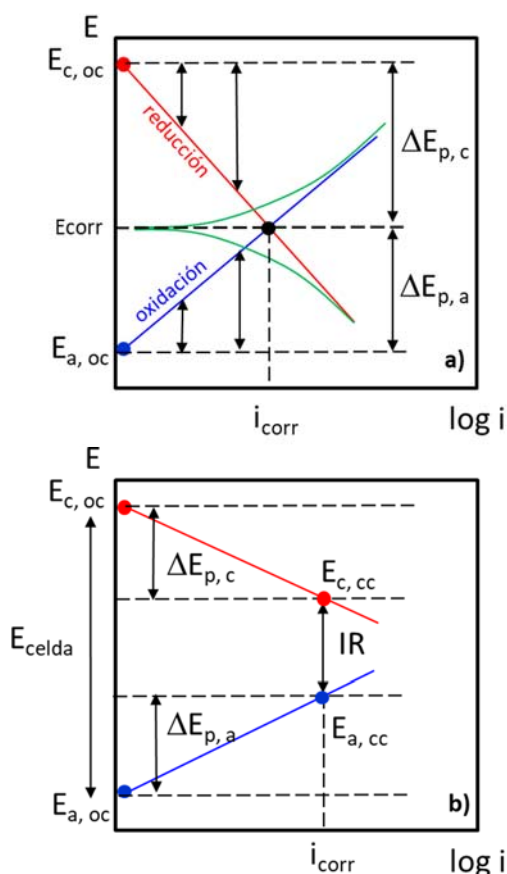
$E_{celda}$  es la diferencia entre los potenciales a circuito abierto ( $E_{oc}$ ) entre cátodo y ánodo (**Figura 1b**).

## APLICACIONES PRÁCTICAS

- En enseñanza de corrosión.
- En diseño de sistemas de protección catódica.
- Selección de inhibidores de corrosión.

## OBJETIVOS

- Demostrar la polarización en una celda de corrosión.
- Construir diagramas de Evans para el sistema Cu/Al en los medios con alta y baja caída óhmica.
- Determinar las velocidades de corrosión en ambos medios.



**Figura 1.** Diagramas de Evans: a) sin caída óhmica, línea verde demuestra la curva de polarización; b) con caída óhmica en electrolito de baja conductividad.  $E_{celda}$  esta afectada por la caída ohmica total ( $IR$ ) en tramo metalico del circuito ( $V_m$ ) y en el electrolito ( $V_e$ ).

$$E_{celda} = \Delta E_{p,a} + \Delta E_{p,c} + IR$$

$$IR = V_m + V_e$$

## TIEMPO ESTIMADO

- 30 minutos.

## PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

### MATERIAL

- 1 multímetro y 2 cables.
- Un recipiente de plástico o vidrio.
- Agua del grifo y sal.
- 1 broca de acero, celo y goma, para crear un electrodo de referencia.
- 1 pieza de cobre (ej. un tubo de fontanería o un trozo de cable pelado).
- 2 láminas de papel de Al (una para usar como electrodo de Al y otra para poner Cu y Al en cortocircuito, **Figura 2**)

### PROCEDIMIENTO

1. Montar la celda de corrosión (**Figura 2**), pero sin el puente de Al.
2. Rellenar el recipiente con 250 mL de agua y 1 cucharada de NaCl.
3. Medir potenciales de Cu y Al en circuito abierto,  $E_{c, oc}$  y  $E_{a, oc}$ , conectando electrodo de referencia al borne negro (COM) del multímetro y la muestra al borne rojo.
4. Poner electrodos en cortocircuito con puente de Al y medir los potenciales de Cu y Al,  $E_{c, cc}$  y  $E_{a, cc}$  bajo polarización.
5. Quitar el puente de Al. Medir la corriente de corrosión (**Figura 3**).
6. Vaciar el recipiente y rellenarlo con 250 mL de agua sin sal. Repetir pasos 3, 4, 5.

### NOTAS DE SEGURIDAD

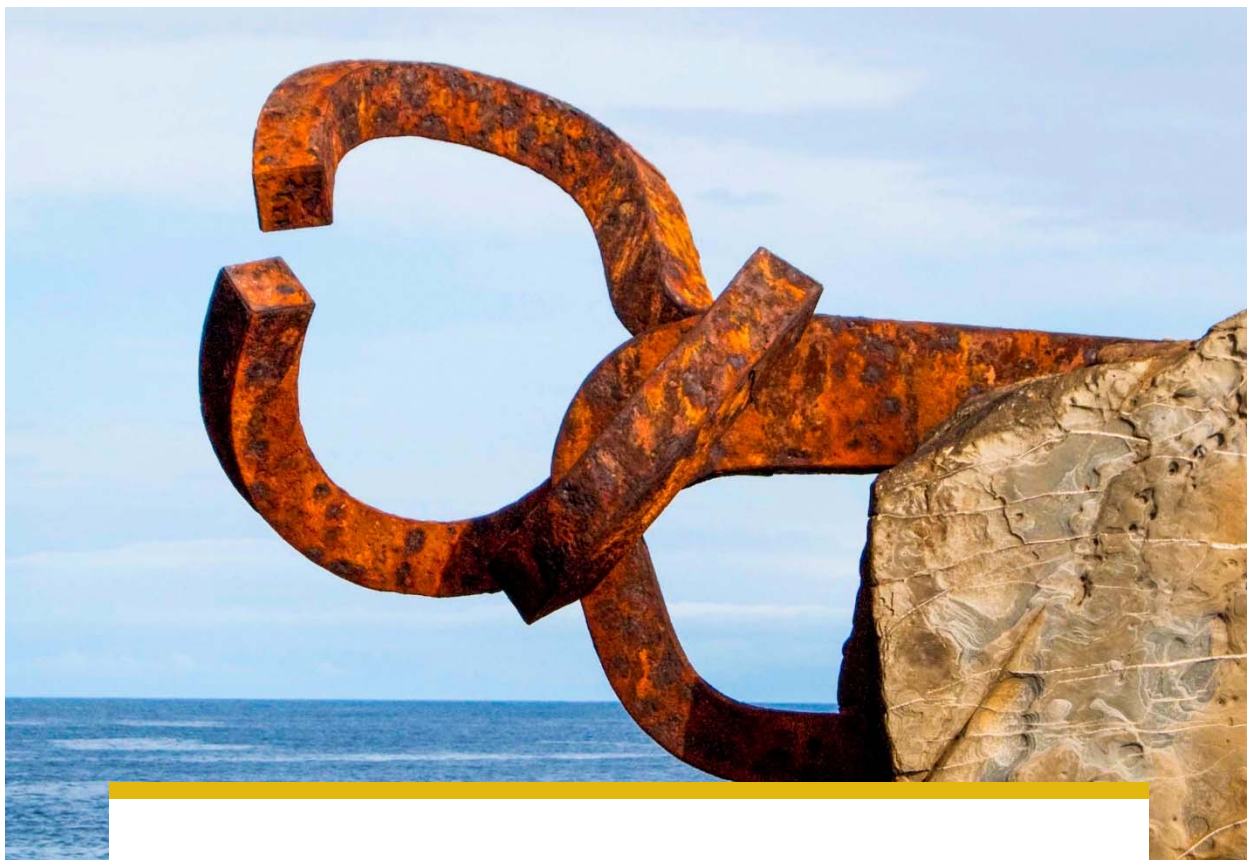
- Se recomienda uso de bata y guantes.
- Se recomienda anclar las muestras al recipiente con pinzas u otro sistema.



**Figura 2.** Celda de corrosión en cortocircuito realizada con una lámina de Al. Medida de potencial de Cu en cortocircuito,  $E_{c, cc}$ .



**Figura 3.** Medida de  $i_{corr}$  en cortocircuito realizado a través del multímetro.



## Tareas y Cuestiones

1. Con los datos obtenidos, construir diagramas de Evans en los dos medios. Para potenciales de Cu y Al en circuito abierto usar valores de corriente  $10^{-7}$  A en agua y  $10^{-6}$  A en agua con sal.
2. Calcular la caída óhmica,  $IR$ , en cada caso.
3. ¿En qué medio se obtiene la corriente de corrosión más baja? ¿Por qué?
4. Calcular la polarización catódica y anódica,  $\Delta E_{p,a}$  y  $\Delta E_{p,c}$  en ambos medios.
5. ¿Cuál de los dos electrodos, Cu o Al, se polariza más? ¿Por qué?



