



CORROSIÓN

Es el deterioro de los metales debido a una reacción (ataque) química que ocurre entre el metal y el medio ambiente. Es un proceso natural e inevitable, solo podemos controlar la velocidad con que el proceso se produce.

I. ¿POR QUÉ OCURRE LA CORROSIÓN?

- ♦ La mayoría de los metales, excepto los llamados nobles (oro, platino, plata, etc.) se encuentran en la naturaleza como minerales (formando óxidos y sales) y se requiere el esfuerzo del hombre para pasarlo al estado metálico.
- ♦ Existe una tendencia natural de los metales a corroerse. Tendencia evaluada con su potencial de oxidación (Serie de Tensión).

II. CLASIFICACIÓN DE LOS PROCESOS DE CORROSIÓN

1. Según la forma de ataque:

- a) Corrosión uniforme. El ataque se extiende en toda la superficie, es la forma más benigna de corrosión. Permite calcular fácilmente la vida útil de los metales.
- b) Corrosión en placas. El ataque se extiende más en algunas zonas.
- c) Corrosión localizada. Corrosión por picado, es una de las formas más peligrosas de en que se puede presentar la corrosión. Afecta a superficies metálicas previamente protegidas. Se propaga al interior formando verdaderos túneles.
- d) Corrosión de rendijas. Afecta a intersticios.
- e) Corrosión intergranular. Se extiende a alrededor de los gránulos metálicos.
- f) Corrosión figurante o bajo Tensión. Se presenta en metales que están sometidos simultáneamente a la acción de un medio corrosivo y a tensiones mecánicas.

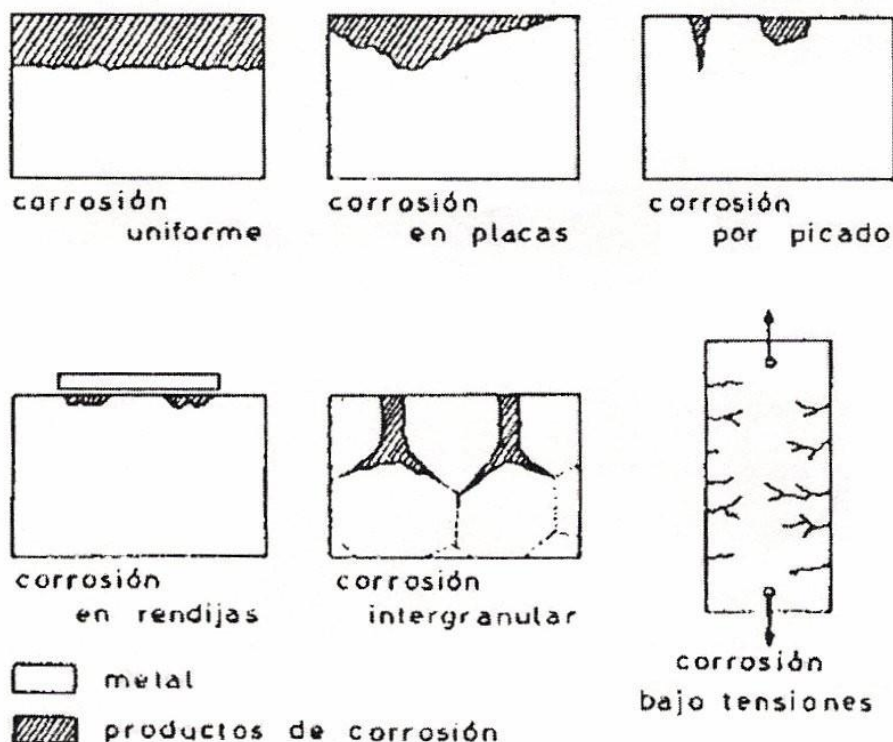


Figura 1: esquema de diferentes tipos de corrosión

2. Según el medio en que ocurre:

a) **Química.** El metal se combina directamente con el reactivo a altas temperaturas

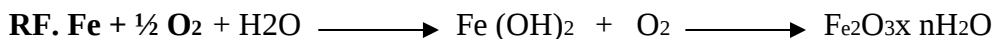
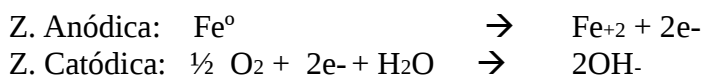


b) **Electroquímica.**

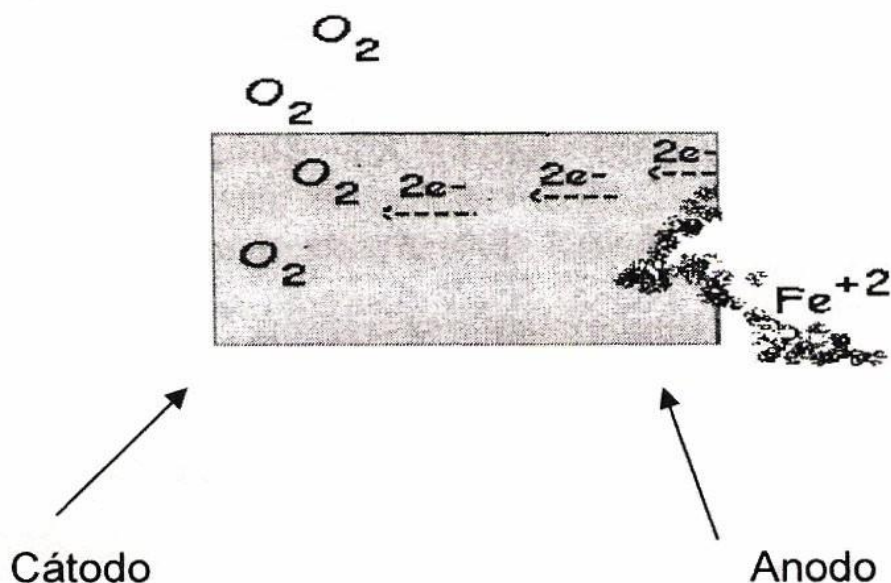
- Se produce en medios acuosos (agua de mar, atmósfera, cañerías, etc.)
- Sobre la superficie del metal se produce una corriente eléctrica.

III. ¿CÓMO SE GENERA LA CORRIENTE ELÉCTRICA EN LA CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA?

En las superficies que se corroen se producen dos zonas. Una **zona anódica**, donde se produce el proceso de oxidación, es decir el metal pierde electrones, y una **zona catódica** donde se produce el proceso de reducción, es decir se consumen los electrones y es el oxígeno el que los capta.



IV. REPRESENTACIÓN DE LO QUE OCURRE



V. FACTORES QUE INFLUYEN EN LA CORROSIÓN

1. Naturaleza del metal

La tendencia natural que presenta el metal para oxidarse. Vamos a tener metales nobles, que no son susceptibles a corroerse y otros con mucha tendencia a corroerse, se corroen hasta desaparecer. Esta característica está tabulada en la serie de tensión o serie de potencial.

Metales **más corrosivos** (menos noble, más anódico)

- a) Na (sodio)
- b) Mg (magnesio)
- c) Al (aluminio)
- d) Fe (hierro)
- e) Acero inoxidable (activo)
- f) Latón (cobre-cinc)
- g) Calamina (mezcla de óxidos de hierro)
- h) Cu (cobre)
- i) Bronce (cobre-estaño)
- j) Ni (níquel)
- k) Ag (plata)
- l) Acero inoxidable
- m) Pt (platino)
- n) Au (oro)

Metales **más nobles** (más catódico, menos corrosivo)



2. **Composición química del medio:** La corrosión se acelera en presencia de sales, medios ácidos y medios contaminados.
3. **Temperatura:** ésta acelera todos los procesos químicos; ejemplo: tubos de escapes.
4. **La naturaleza de los productos de corrosión:** Existen metales que cuando se oxidan forman una película de óxido autoprotector que impide el avance de la corrosión; ejemplo Al y Zn.
5. **Diferentes metales en contacto o par galvánico:** Se crea una diferencia de potencial entre ellos y se induce rápidamente la corrosión del metal más corrosivo o más anódico.
6. **Diferente aireación de la pieza metálica:** Aquella zona con menor cantidad de oxígeno se corroe rápidamente (hace de ánodo).
7. **Presencia de microorganismos:** Estos influyen, ya que pueden afectar cualquiera de los factores antes mencionados. Tienen tendencia a adherirse a las superficies para crecer y multiplicarse, forman biopelículas, pueden comerse los inhibidores de corrosión, etc.

VI. MÉTODOS DE PROTECCIÓN

1. Selección del material adecuado, de acuerdo al medio a la función requerida.
2. Autoprotección: algunos metales son protegidos por sus propios óxidos. Ejemplo aluminio y cinc.
3. Tratamiento y modificación del medio: uso de inhibidores anticorrosivos; ejemplo: calderas, estanques de combustibles y/o lastre.
4. Usando recubrimientos que aisle la pieza metálica del medio corrosivo:
 - a) Pinturas
 - b) Cerámicos
 - c) Metalizados: cromados, niquelados, galvanizados, dorados, etc.

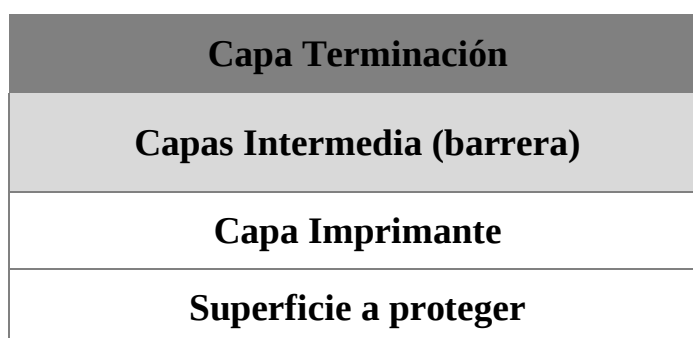


Figura 2: Esquema de Pintura típico

5. Protección catódica, que consiste en transformar la superficie metálica en un cátodo que no se destruye. Esta protección incluye: ánodos de sacrificio y el uso de corriente impresa.

a) Ánodo de sacrificio

Consiste en usar un metal con mayor tendencia a la corrosión (más anódico) que el metal a proteger. Ejemplo los buques usan láminas de cinc para proteger el casco del buque. El tener cinc un potencial de reducción menor que el hierro perderá con mayor facilidad electrones evitando que los pierda el hierro.

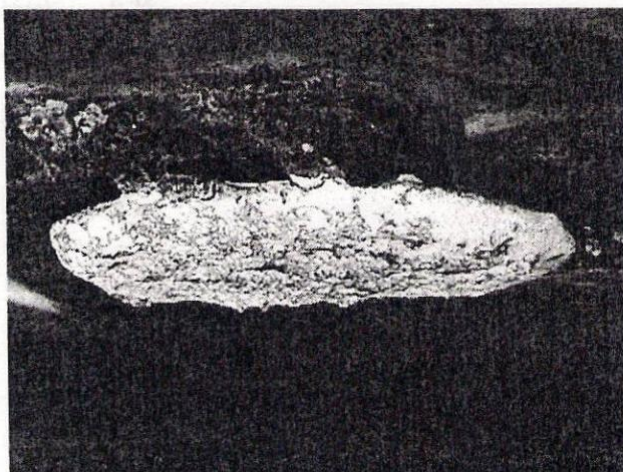


Figura 3: Ánodo de sacrificio

b) Protección con corriente impresa

Consiste en aplicar una corriente eléctrica al casco del buque para evitar que el metal que lo constituye pierda electrones. Es un método que protege toda la estructura del buque, casco y maquinarias. Puede interferir con algunos instrumentos como por ejemplo sonares.

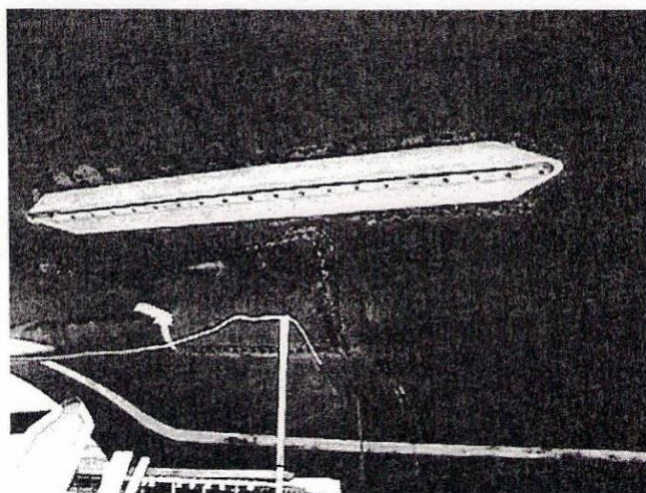


Figura 4: Ánodo de corriente impresa.



Tabla de potenciales de reducción

$\text{Au}^{3+}(\text{ac})$	+	3e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Au}(\text{s})$	+1,50	(+NOBLE)
$\text{Ag}^{+}(\text{ac})$	+	e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Ag}(\text{s})$	+0,80	
$\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Cu}(\text{s})$	+0,34	
$2\text{H}^{+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{H}_2(\text{g})$	0,00	
$\text{Pb}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Pb}(\text{s})$	-0,13	
$\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Sn}(\text{s})$	-0,14	Estaño
$\text{Ni}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Ni}(\text{s})$	-0,25	
$\text{Cd}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Cd}(\text{s})$	-0,43	Cadmio
$\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Fe}(\text{s})$	-0,44	
$\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$	+	2e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Zn}(\text{s})$	-0,76	
$\text{Al}^{3+}(\text{ac})$	+	3e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Al}(\text{s})$	-1,66	
$\text{Li}^{+}(\text{ac})$	+	e^{-}	$\rightarrow$	$\text{Li}(\text{s})$	-3,05V	(-NOBLE)