

TEMA 10

Corrosión Electroquímica

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

ÍNDICE

1. Fundamentos de Corrosión
 2. Corrosión electroquímica
 3. Pilas de corrosión
 4. Influencia de las heterogeneidades
 5. Cinética de Corrosión
 6. Métodos de Protección
-

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Fundamentos de Corrosión

DEFINICIÓN: deterioro que sufre material a consecuencia de un ***ataque químico por su entorno***

Reacción química o electroquímica del material con el medio que le rodea, produciendo un deterioro de sus propiedades

Corrosión originada reacción química: velocidad depende T^a y $[c]$ reactivos y productos

Generalmente Corrosión: *ataque químico en metales* es principalmente ataque electroquímico: metales tienen e- libres *que son capaces de establecer pilas electroquímicas dentro de los mismos*

Reacciones electroquímicas: necesario electrolito conductor (agua): “**Corrosión Húmeda o acuosa**”

Otro tipo de degradación metales por reacción química con el medio: “**Corrosión seca**”
Importante a altas temperaturas

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Fundamentos de Corrosión

Materiales no metálicos como cerámicos y polímeros no sufren ataque electroquímico pero sufren corrosión por ataques químicos directos

Materiales cerámicos refractarios: corrosión química a altas temperaturas por sales fundidas

Polímeros orgánicos: corrosión por ataque químico de disolventes orgánicos o por absorción de agua. Acción combinada oxígeno y radiación ultravioleta puede destruir algunos polímeros, incluso a temperatura ambiente

La corrosión constituye una de las fuentes importantes de degradación de las estructuras, piezas.....

Evitar la corrosión: prolonga el tiempo de servicio, reduce su mantenimiento, reduce costes: pérdidas económicas directas e indirectas (cortes de producción, pérdida y contaminación de productos, pérdidas de rendimientos.....)

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Reacciones Redox

Reacciones de reducción y oxidación

Son aquellas que ocurren mediante transferencia de electrones, por lo tanto hay sustancias que pierden electrones (se oxidan) y otras que ganan electrones (se reducen)

R. OXIDACIÓN: fenómeno mediante el cual una especie química pierde electrones, por lo tanto el número de oxidación aumenta algebraicamente porque pierde carga negativas



Reacción Anódica (ánodo): pérdida de electrones (disolución del metal)

R. REDUCCIÓN: fenómeno mediante el cual una especie química gana electrones, por lo tanto el número de oxidación disminuye algebraicamente porque gana carga negativas



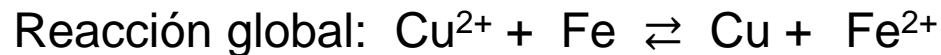
Reacción Catódica (Cátodo): ganancia de electrones (deposición del metal)

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Reacciones Redox

Agente oxidante (especie que se reduce): especie química que al reducirse (gana electrones) produce la oxidación de otro

Agente reductor (especie que se oxida): especie química que al oxidarse (pierde electrones) produce la reducción de otro



Agente reductor: Fe (se oxida)

Fe (Fe^0) pierde 2 electrones y se convierte cation (Fe^{+2}), forma oxidada del Fe

Agente oxidante: Cu (se reduce)

Cu^{2+} gana dos electrones y se convierte en el Cu que es la forma reducida del Cu^{2+}

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

¿Por qué el Cu, Au, Ag no sufre corrosión?

SON METALES NOBLES: POTENCIAL DE REDUCCIÓN POSITIVOS

Tienen tendencia a reducirse= ganar electrones

¿Por qué el Fe, Zn, Mg sufren corrosión?

SON METALES ACTIVOS: POTENCIAL DE REDUCCIÓN NEGATIVOS

Tienen tendencia a OXIDARSE = perder electrones (corrosión)



Importante conocer el carácter **NOBLE/ACTIVO DE LOS METALES**

CONOCER SU POTENCIAL NORMAL DE REDUCCIÓN (E°)

Saber su tendencia a sufrir corrosión

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Potenciales de electrodo

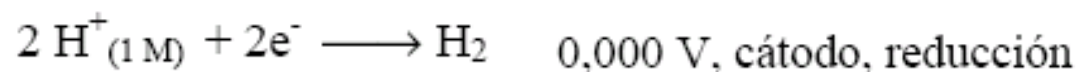
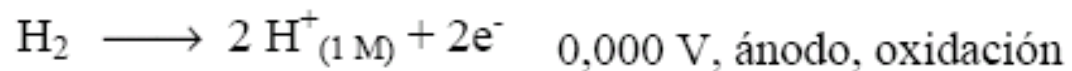
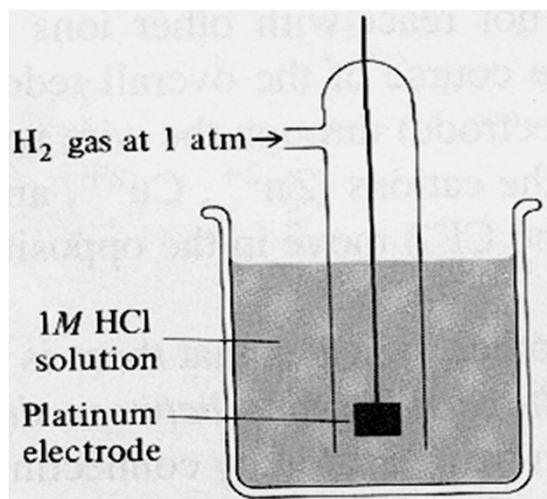
E_{pila} : **fuerza electromotriz** (FEM) o potencial de celda; ddp entre electrodos de la pila

E° : Potencial estándar: [] 1M y 25°C

Suma de potenciales de electrodos: relativos a potencial referencia de H_2 (0 V)

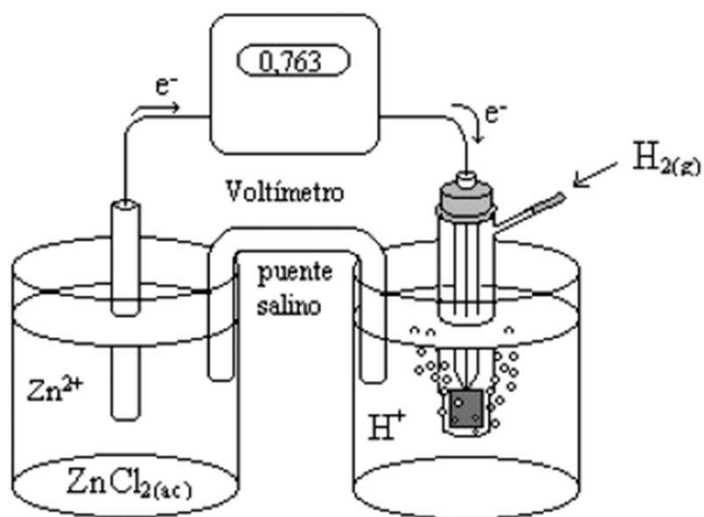
Electrodo normal de hidrógeno: electrodo de gas que tiene como soporte una lámina Pt en contacto con H_2 gaseoso a P 1 atm y sumergido en una disolución 1 M de iones H^+

Según actúe como ánodo o como cátodo, las reacciones que se producen son:



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

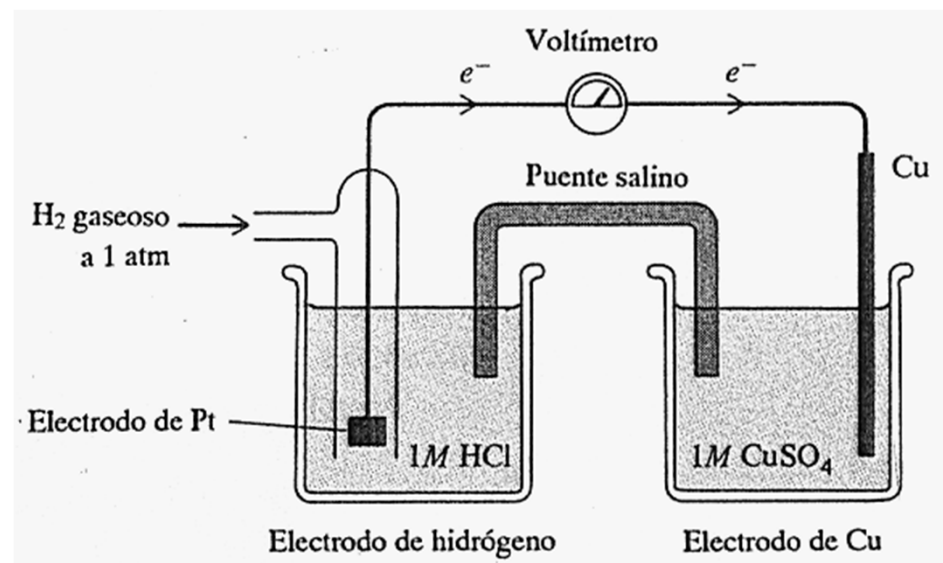
Medida del potencial normal de reducción de Zn y de Cu



H₂: cátodo Zn: ánodo

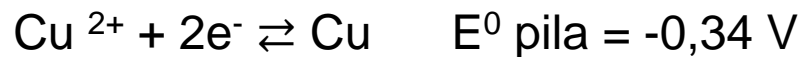


$E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = - 0,76 \text{ V} : \text{ACTIVO}$



H₂: cátodo

Cu: ánodo



$E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V} : \text{NOBLE}$

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Serie electroquímica

Serie electroquímica: valor potencial de reducción, así como las formas oxidada y reducida de una especie

	Reacción de oxidación (corrosión)	Potencial de electrodo, E^0 (voltios frente a electrodo estándar de hidrógeno)
Más catódico (menor tendencia a la corrosión)	\uparrow Au \rightarrow Au ³⁺ + 3e ⁻	+1,498
	2H ₂ O \rightarrow O ₂ + 4H ⁺ + 4e ⁻	+1,229
	Pt \rightarrow Pt ²⁺ + 2e ⁻	+1,200
	Ag \rightarrow Ag ⁺ + e ⁻	+0,799
	2Hg \rightarrow Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻	+0,788
	Fe ²⁺ \rightarrow Fe ³⁺ + e ⁻	+0,771
	4(OH) ⁻ \rightarrow O ₂ + 2H ₂ O + 4e ⁻	+0,401
	Cu \rightarrow Cu ²⁺ + 2e ⁻	+0,337
	Sn ²⁺ \rightarrow Sn ⁴⁺ + 2e ⁻	+0,150
	H ₂ \rightarrow 2H ⁺ + 2e ⁻	0,000
	Más anódico (mayor tendencia a la corrosión)	Pb \rightarrow Pb ²⁺ + 2e ⁻
Sn \rightarrow Sn ²⁺ + 2e ⁻		-0,136
Ni \rightarrow Ni ²⁺ + 2e ⁻		-0,250
Co \rightarrow Co ²⁺ + 2e ⁻		-0,277
Cd \rightarrow Cd ²⁺ + 2e ⁻		-0,403
Fe \rightarrow Fe ²⁺ + 2e ⁻		-0,440
Cr \rightarrow Cr ³⁺ + 3e ⁻		-0,744
Zn \rightarrow Zn ²⁺ + 2e ⁻		-0,763
Al \rightarrow Al ³⁺ + 3e ⁻		-1,662
Mg \rightarrow Mg ²⁺ + 2e ⁻		-2,363
\downarrow Na \rightarrow Na ⁺ + e ⁻		-2,714

* Las reacciones se escriben como semiceldas anódicas. La reacción de semicelda más negativa, la más anódica, presenta la mayor tendencia a que aparezca la corrosión u oxidación.

E⁰ positivos: mayor
tendencia a reducirse

Nobles

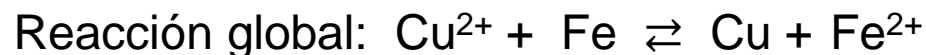
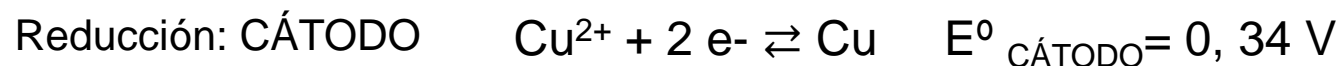
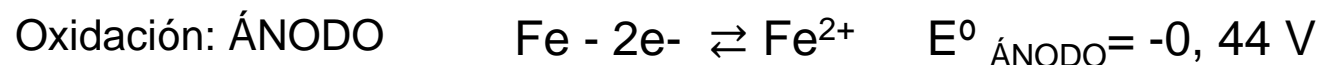
E⁰ negativos: tendencia
a oxidarse

Activos

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Potencial de una pila o celda electroquímica

PILA GALVÁNICA ó celda electroquímica: es una reacción redox con dos semireacciones:



$$E^{\circ}_{\text{PILA}} = E^{\circ}_{\text{CÁTODO}} - E^{\circ}_{\text{ÁNODO}} = 0,34 \text{ V} - (-0,44 \text{ V}) = \mathbf{0,78 \text{ V}}$$

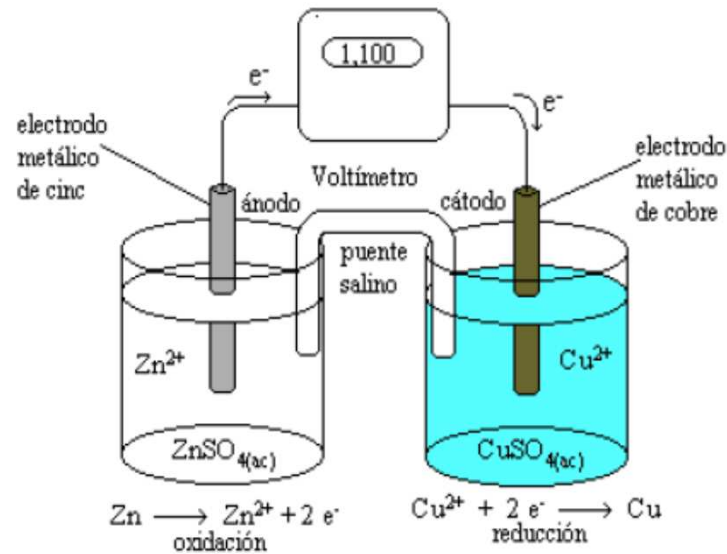
$$\Delta G = -nF E_{\text{pila}} \quad \text{Negativo PROCESO ESPONTÁNEO}$$

Se produce electricidad por medio una reacción química espontánea

Fundamentos de Corrosión

METAL QUE SUFRE CORROSIÓN ES ANALOGO A UNA PILA GALVANICA

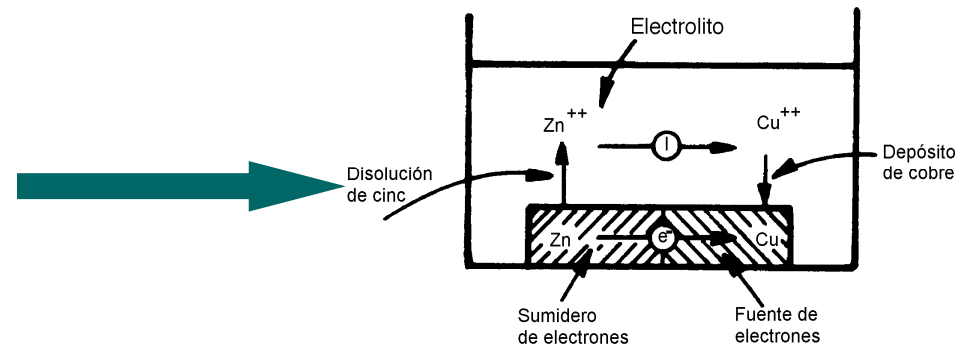
PILA DANIELL



ÁNODO: $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ (OXIDACIÓN)
CATODO: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$ (REDUCCIÓN)

Pila Daniell: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 $E^0 = + 1,10 \text{ V}$

CORROSIÓN



$\text{Zn} \rightarrow \text{ANODO} \rightarrow \text{Se disuelve}$
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CATODO} \rightarrow \text{Deposición}$

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

REACCIONES DE REDUCCIÓN: R. CATÓDICA

Acero en solución aireada(conteniendo O₂ disuelto)

ÁNODO (acero) ⇒ R. anódica



CÁTODO (acero) ⇒ R. catódica

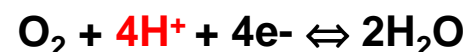


Acero en solución aireada ácida

ÁNODO (acero) ⇒ R. anódica



CÁTODO (acero) ⇒ R. catódica



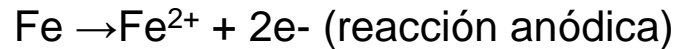
Reacción del cátodo	Ejemplo
1. Deposición metálica: $\text{M}^{n+} + \text{ne}^- \rightarrow \text{M}$	Pareja galvánica Fe-Cu en solución acuosa con iones Cu ²⁺ ; Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu
2. Desprendimiento de hidrógeno: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	Pareja galvánica Fe-Cu en solución ácida sin la presencia de iones cobre.
3. Reducción de oxígeno: (soluciones ácidas) $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	Pareja galvánica Fe-Cu en solución ácida oxidante sin la presencia de iones cobre.
4. Reducción de oxígeno: (soluciones neutras o básicas) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$	Pareja galvánica Fe-Cu en solución alcalina o neutra sin la presencia de iones cobre.

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

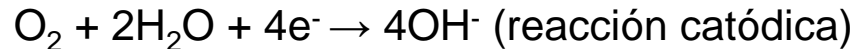
CORROSIÓN DEL ACERO (Fe)

Sumergimos pieza Fe agua con O₂ disuelto: se formará superficie hidróxido de hierro (III), Fe(OH)₃

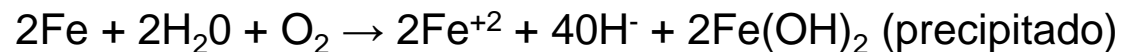
Reacción de oxidación que ocurrirá en ánodos locales microscópicos es:



Como el hierro está sumergido en agua neutra que está oxigenada: Reacción de reducción que se produce en los cátodos locales es:



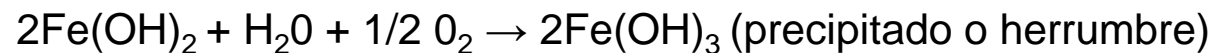
Reacción global se obtiene sumando las dos reacciones para dar:



Hidróxido ferroso (Fe(OH)₂): precipita ya que es insoluble en soluciones acuosas oxigenadas

Después oxidado hidróxido férrico (Fe(OH)₃) : color marrón rojizo de la herrumbre

Reacción oxidación de hidróxido ferroso a férrico es:



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

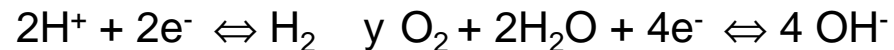
Ecuación de Nernst

Relaciona potenciales de equilibrio con la actividad o concentración de los iones metálicos

$$\left. \begin{array}{l} \Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q \\ \Delta G = -nFE \end{array} \right\} E = E^{\circ} - (0,059/n) \log Q$$
$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K \quad K = \exp (nFE^{\circ}/RT)$$

Un metal se vuelve más activo (más negativo su potencial) al disminuir la concentración de sus cationes, como cuando existen en el medio sustancias formadoras de complejos

Para poder medir el potencial normal de equilibrio la magnitud de la corriente de intercambio debe sobrepasar en gran medida la de cualquier otro equilibrio que se pueda dar simultáneamente, como:



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

ELECTROLISIS

Descomposición compuesto iónico (acuoso o fundido) paso de corriente eléctrica continua

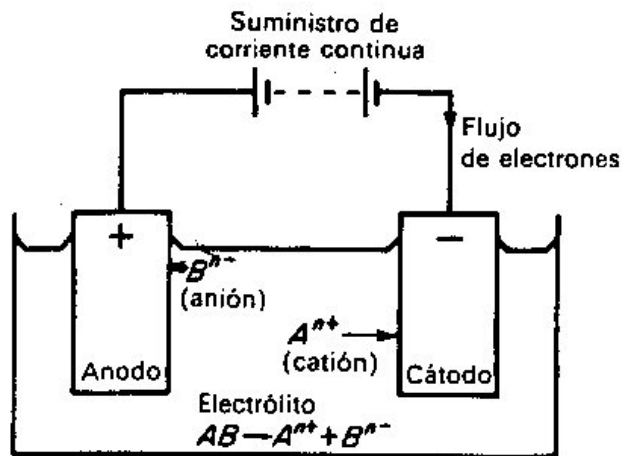
Cátodo (-): reducción: se consumen e-. Deposición del metal

Ánodo (+): oxidación: Desprendimiento gas, absorción gas, disolución metal.

Ánodo inerte: Pt, grafito, Pb insoluble

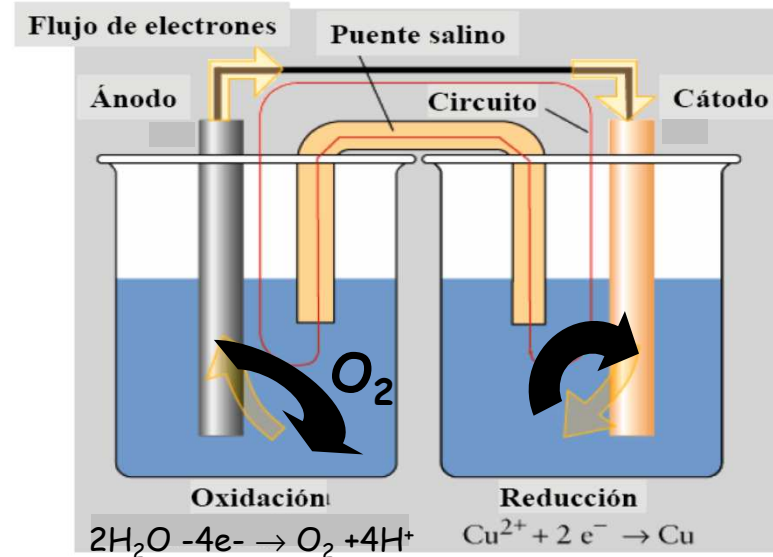
Potencial de descomposición: Potencial teórico necesario para electrolisis

$$E_d = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$



Ley Faraday

$$C = \frac{M_{\text{Me}}}{nF} It$$



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

ELECTROLISIS

$$E_{\text{Aplicado}} = - E_d + (R_{\text{electrolito}} + R_{\text{contactos}}) I + \eta$$

E_d = Potencial mínimo necesario producir la electrolisis. Depende de los potenciales reversibles de cada electrodo (ecuación Nernst o ΔG)

$(R_{\text{electrolito}} + R_{\text{contactos}}) I$ = caída óhmica, debida al electrolito y a la resistencia de los contactos y cables del montaje eléctrico

η = sobrevoltaje o sobretensión

De concentración: por cambios macroscópicos en la composición electrolito en inmediaciones electrodos (agitación).

De activación: ocurre a escala atómica o molecular sobre los electrodos

$$\eta_a = a + b \log(I/A)$$

Elevado para desprendimiento de gases (sobre todo H_2 y O_2)

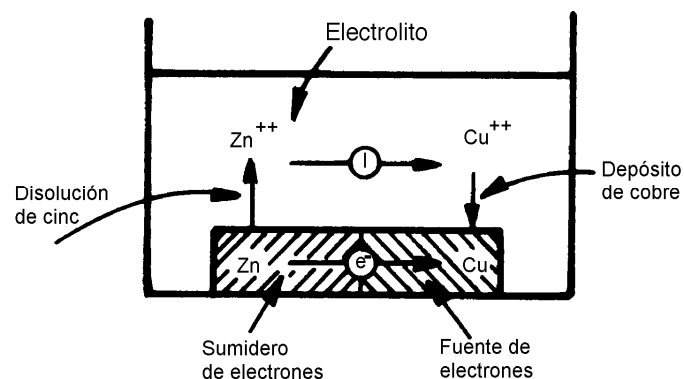
Depende de la reacción de electrodo y del material del electrodo.

Electrodos con superficie esponjosa tienen menor η_a

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

PILAS DE CORROSIÓN: PARES GALVÁNICOS

METALES CON DISTINTO POTENCIAL DE REDUCCIÓN



Barra de Zn unida a Cu sumergidas en el electrolito:

Zn → Metal activo: **ÁNODO** → Se disuelve

Cu → Metal noble: **CÁTODO** → Deposición

Actuación de pilas electroquímicas → disolución en regiones anódicas

Regiones catódicas → no hay ataque

Presencia electrólito → agua, soluciones salinas, humedad atmosférica o suelos

Circulación de e⁻ → del ánodo al cátodo

Circuito eléctrico se completa a través del electrólito

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

PILAS DE CORROSIÓN: PILAS LOCALES

Metal sufre corrosión:

- zona ANÓDICA: reacción de OXIDACIÓN (disolución del metal)
- conductor electrónico: movimiento electrones ánodo-cátodo
- zona CATÓDICA: reacción de REDUCCIÓN
- conductor iónico: mantiene el flujo de corriente y actúa como medio para que se desarrolle la reacción electroquímica

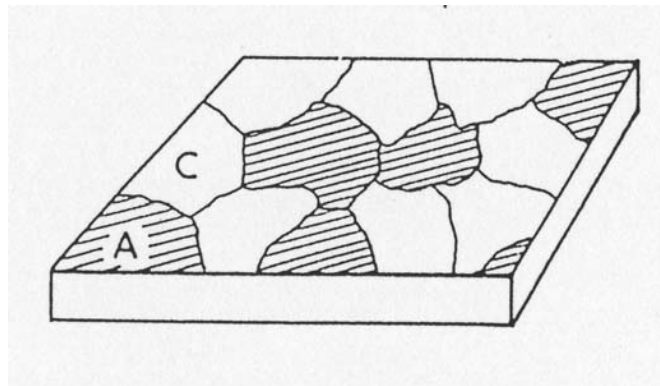
Zonas con potencial
reducción mayor



más nobles



CÁTODO



Zonas con potencial de
reducción menor



más activas



ÁNODO



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

FORMACION DE PILAS LOCALES

Presencia zonas anódicas y catódicas con distintos potenciales electroquímicos

Si se miden potenciales a lo largo de una estructura metálica de grandes dimensiones es posible detectar potenciales dispares entre un punto y otro

Cuando las piezas son pequeñas se recurre a microelectrodos de referencia

Si la superficie metálica fuera absolutamente homogénea no habría corrosión

La formación de pilas locales se debe a la presencia de diferentes heterogeneidades:

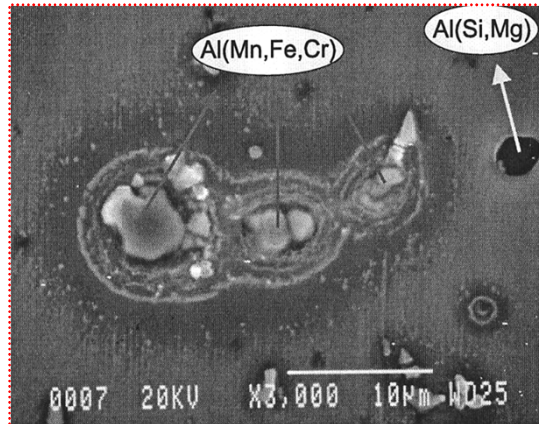
- I. Heterogeneidades de la *fase metálica*
 - II. Heterogeneidades del *medio: Pilas de concentración y de aireación diferencial*
 - III. Heterogeneidades de las *condiciones físicas*
-

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

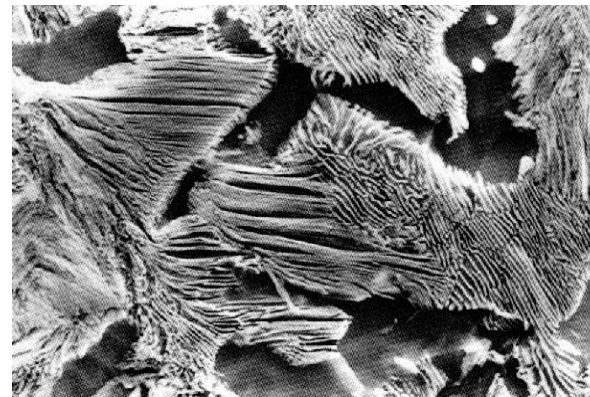
INFLUENCIA DE LAS HETEROGENEIDADES

I. HETEROGENEIDADES EN EL METAL

- Fases dispersas matriz metálica de diferente composición química:
Intermetálicos (CuAl_2 en Aluminio), inclusiones no metálicas (Grafito, cementita, carburos, sulfuros, nitruros), impurezas.....
- Partículas contaminantes en superficie procesos de mecanizado, laminado y almacenamiento
- Comportamiento catódico o anódico respecto al metal



AA5083 (Al-Mg-Si-Fe)



ACERO AL CARBONO (Ataque en ferrita)

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

I. HETEROGENEIDADES EN EL METAL

Limites de Grano y dislocaciones:

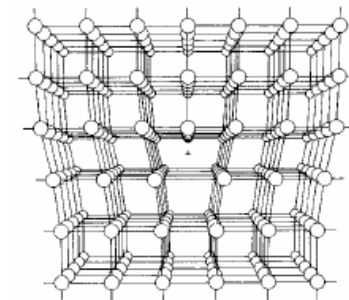
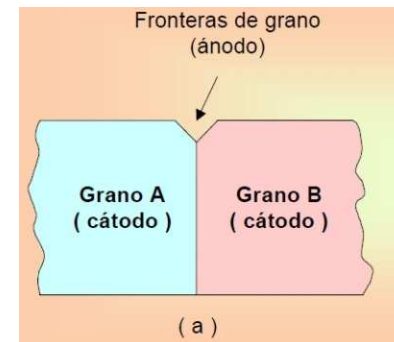
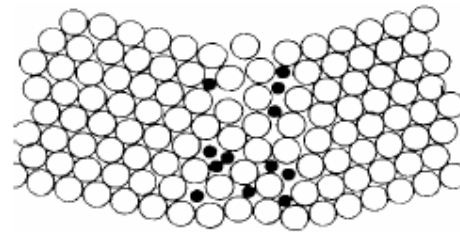
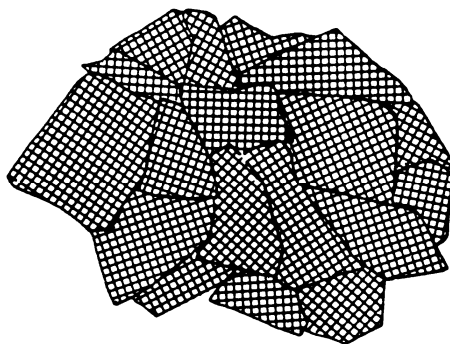
Región heterogénea respecto al interior del grano, menor energía de enlace los átomos

Zonas desordenadas con mayor reactividad

Comportamiento anódico respecto al centro del grano

Región preferente para la nucleación de segundas fases, precipitados o impurezas

Dislocación: líneas de átomos menos enlazados con los vecinos, más fácil abandonar la red: comportamiento anódico. Se generan micropilas de corrosión



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

I. HETEROGENEIDADES EN EL METAL

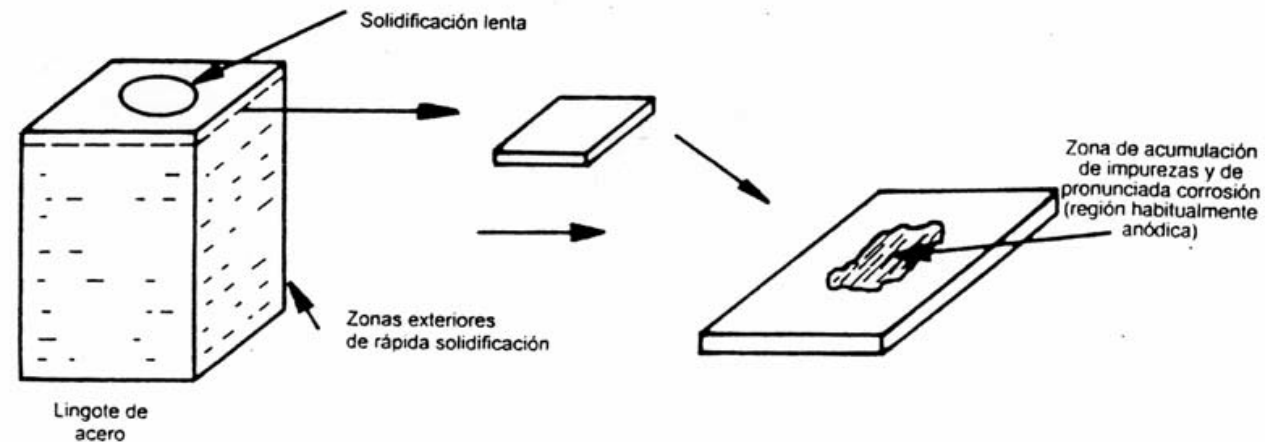
Macrosegregación y Microsegregación

Distribución heterogénea de aleantes o impurezas

Solidificación del lingote de metal líquido (colada) impurezas se segregan y acumulan en el último líquido en solidificar. Se concentran en el centro del lingote

Distinto potencial por distinta composición centro y borde: pila de corrosión: Zonas anódicas

Regiones a nivel microscópico con distinta composición química también pueden generar pilas



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

I. HETEROGENEIDADES EN EL METAL

Metal deformado en frío

Deformación en frío: se generan defectos: vacantes y dislocaciones.

Se genera una estructura altamente desorganizada con gran densidad dislocaciones

Regiones deformadas comportamiento anódico frente a las no deformadas

Regiones metal bajo tensión externa sometido a deformaciones elásticas: Zonas anódicas

Discontinuidades en películas que recubren el metal (cascarilla)

Deben tener conductividad electrónica

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

INFLUENCIA DE LAS HETEROGENEIDADES

I. HETEROGENEIDADES EN EL MEDIO

Cambios en composición del medio en contacto con metal dan lugar a diferencias de potencial entre zonas diferentes → pilas locales y existencia de fenómenos corrosión electroquímica

Casos más frecuentes:

Pilas de concentración iónica o salina

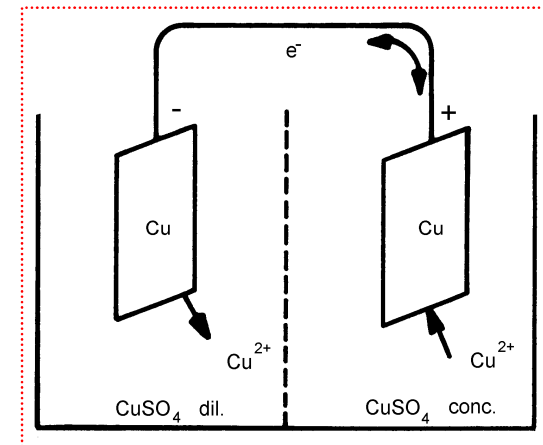
Pilas de aireación diferencial

PILAS DE CONCENTRACIÓN

Tenemos una pila formada por dos semielementos:

- 1) Cu / Cu^{2+} (1M) concentrado
- 2) Cu / Cu^{2+} (0.01M) diluido (100 veces menor)

El potencial depende de la concentración

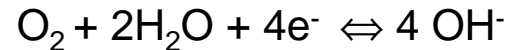


TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

II. HETEROGENEIDADES EN EL MEDIO

PILAS DE AIREACIÓN DIFERENCIAL

En medios aireados: reacción catódica es la reducción del oxígeno disuelto en el electrolito:



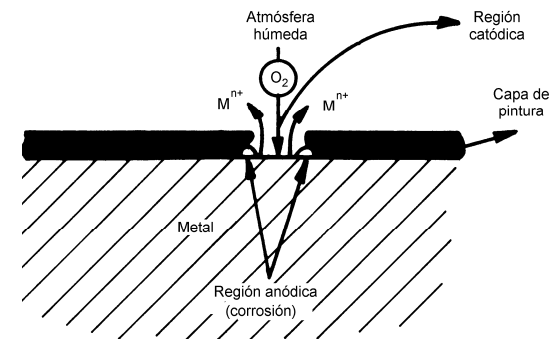
El potencial de equilibrio de esta reacción es:

$$E = E_0 + \frac{0.06}{4} \lg \frac{[\text{O}_2]}{[\text{OH}^-]^4} = 0.439 + 0.015 \log P_{\text{O}_2} - 0.06 \text{pH}$$

EL POTENCIAL DEPENDE DE LA PRESIÓN PARCIAL DE O_2 Y DEL pH

DETERIORO DE UN METAL PINTADO

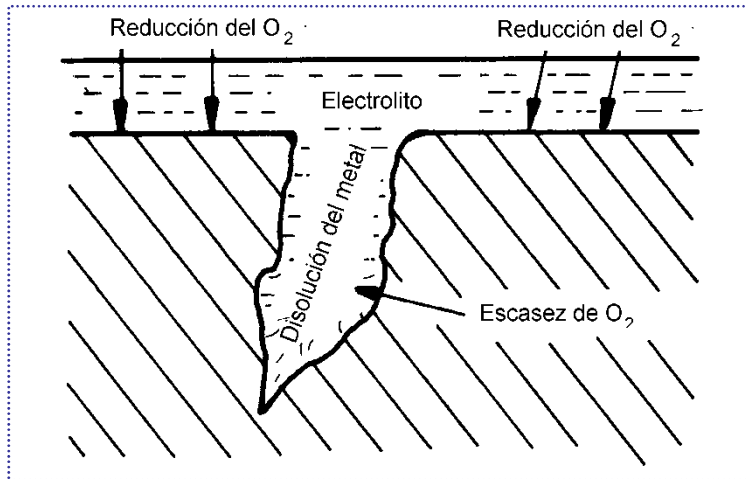
- Zona mayor $[\text{O}_2]$ → catódica
- Zona de menor $[\text{O}_2]$ → anódica



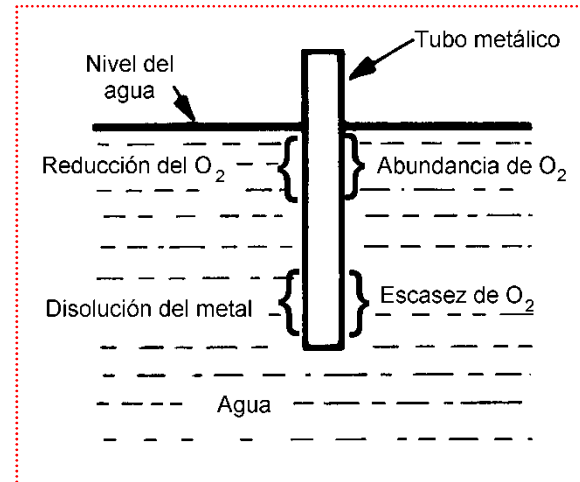
Ataque local por corrosión en la periferia de la región desnuda después del levantamiento local de una película de pintura

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

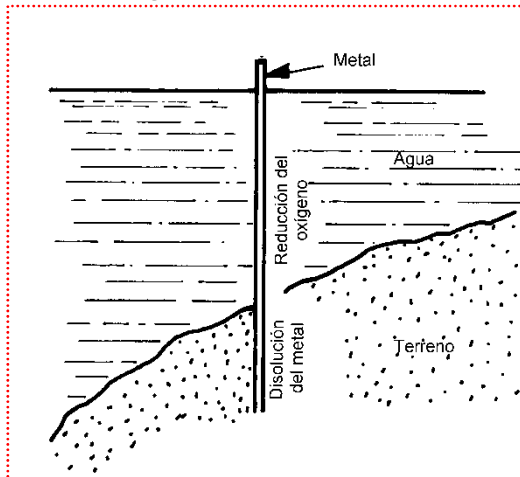
PILAS DE AIREACIÓN DIFERENCIAL



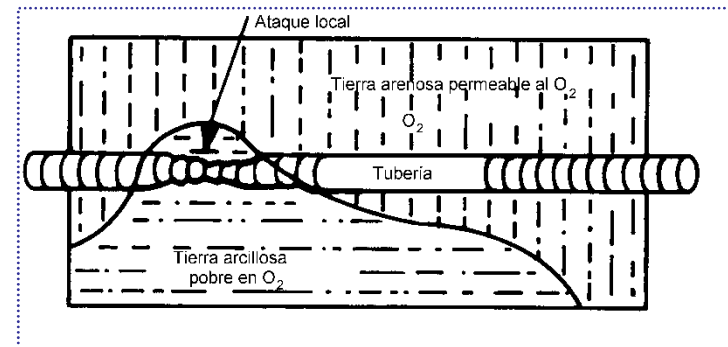
Ataque por aireación diferencial en el interior de un poro, grieta o valle de mecanizado



Zona de ataque preferente en una pieza metálica parcialmente sumergida



Zona de ataque preferente en una pieza metálica sumergida y enterrada en el fondo



Ataque de una tubería enterrada que atraviesa regiones con distinta permeabilidad al oxígeno

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

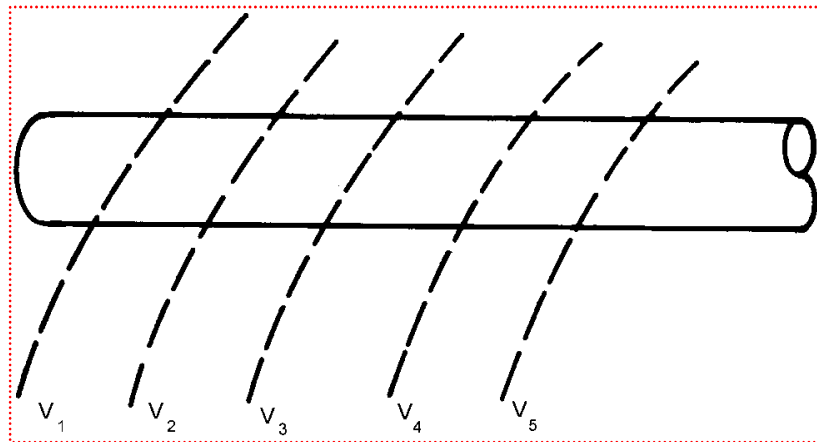
III. HETEROGENEIDADES EN EL MEDIO

Diferencias de Temperatura

- Zonas anódicas \Rightarrow Mayor Temperatura
- Zonas catódicas \Rightarrow Menor Temperatura

Diferencias de Potencial

- Presencia de campos eléctricos externos



Estructura metálica cuya superficie presenta distintos valores de potencial al situarse en el seno de un campo eléctrico

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

CINÉTICA DE CORROSIÓN

Interesa conocer no solo los factores que forman pilas locales de corrosión, sino también la velocidad de funcionamiento de la pila → Intensidad del proceso corrosivo

Intensidad proceso corrosivo depende resistencia que ofrece el metal a soltar los electrones en el ánodo y la fuerza con que son captados en el cátodo por alguna sustancia oxidante

Para estudio de la cinética corrosión hay que relacionar la velocidad del proceso con alguna variable medible experimentalmente

Ley de Faraday:

Para disolver 1 equivalente se precisan ⇒ 96500 C
Para disolver X g se precisan ⇒ I t

Gramos metal disuelto

$$X = \frac{EqIt}{96500}$$



Gramos disueltos por unidad tiempo
(velocidad de corrosión)

$$V_c = \frac{X}{t} = \frac{EqI}{96500} = KI$$

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

CINÉTICA DE CORROSIÓN

Velocidad corrosión (V_c) es directamente proporcional a la intensidad de corriente que circula por la pila de corrosión

V_c por unidad de superficie:

$$V_c = K \frac{I}{S} = Ki$$

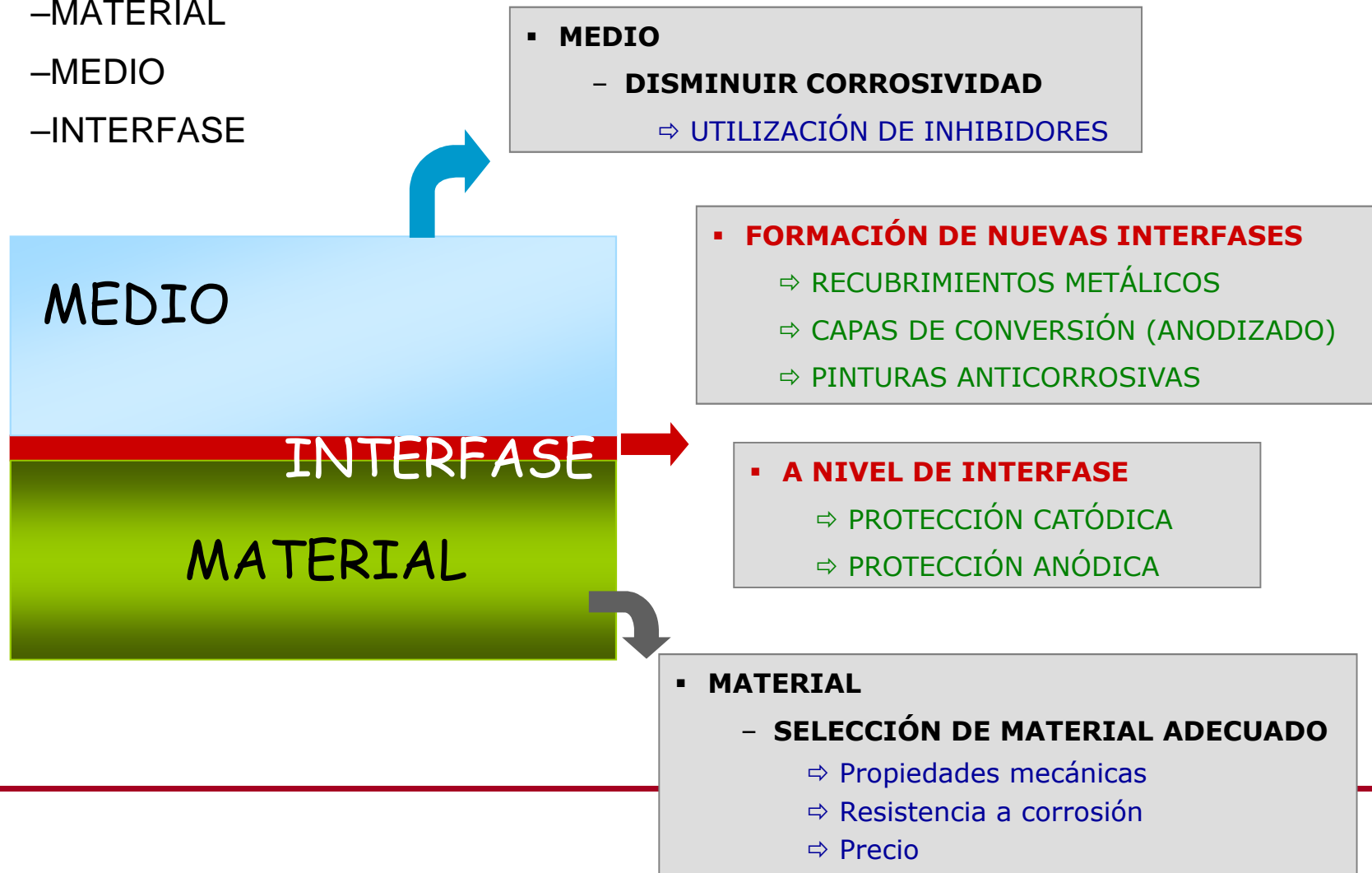
Cuando la pila de corrosión entra en funcionamiento la intensidad de corriente que pasa por el ánodo y el cátodo es la misma (se debe al flujo electrónico). Sin embargo las densidades de corriente anódica (i_a) y catódica (i_c) no tienen por que serlo → superficies de ánodo y cátodo pueden ser distintas

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Protección contra la Corrosión

Modificación de algunos de los componentes del sistema

- MATERIAL
- MEDIO
- INTERFASE



TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

Protección contra la Corrosión

RECUBRIMIENTOS

Metal pasivo \Rightarrow es activo en serie electroquímica pero se comporta como noble y su velocidad de corrosión es muy baja

Presenta resistencia a la corrosión en un medio donde según la termodinámica debería disolverse

- METÁLICOS: Cu, Ni, Zn, Al, Cr, Sn...
- ORGÁNICOS \Rightarrow PINTURAS



Acero galvanizado



Perfiles de aluminio anodizado

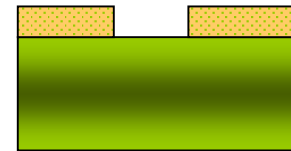


Puente de acero pintado

RECUBRIMIENTOS METÁLICOS

ANÓDICOS

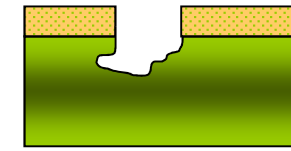
Zn, Cd, Al...



PROTECCIÓN
CATÓDICA

CATÓDICOS

Cu, Ni, Ag...



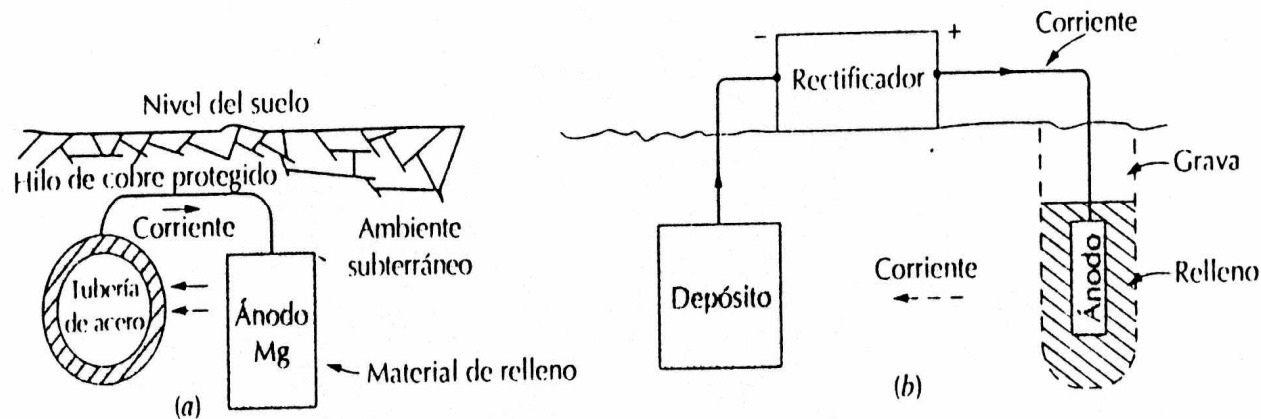
ATAQUE DEL
SUSTRATO

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

PROTECCIÓN CATÓDICA

Protección contra la Corrosión

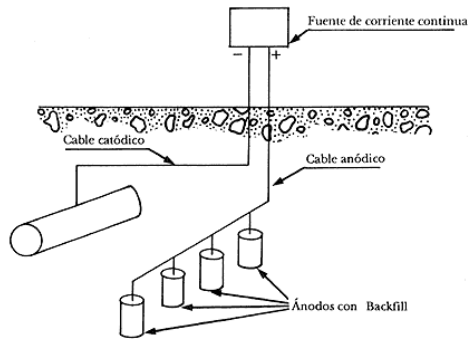
- **PC por ánodos de sacrificio** \Rightarrow el metal a proteger se conecta a un metal más activo. Mg (suelos), Zn y Al (medios acuosos conductores)
- **PC por corriente impresa** \Rightarrow se aplica una corriente mediante fuente exterior de corriente continua. Polo - se conecta a estructura a proteger y el polo + a un ánodo auxiliar



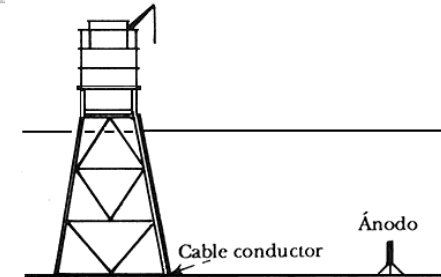
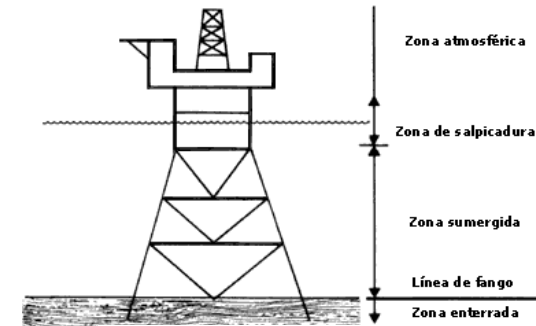
Protección catódica de: a) una tubería subterránea utilizando un ánodo de sacrificio y b) tanque subterráneo utilizando una corriente aplicada

TEMA 10. CORROSION ELECTROQUÍMICA

PC por corriente impresa



Protección catódica de plataforma marina



PC por ánodos de sacrificio

