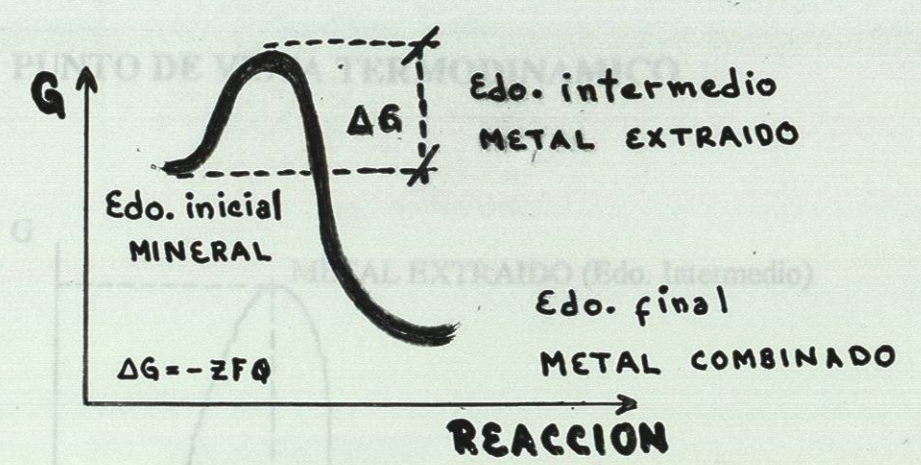
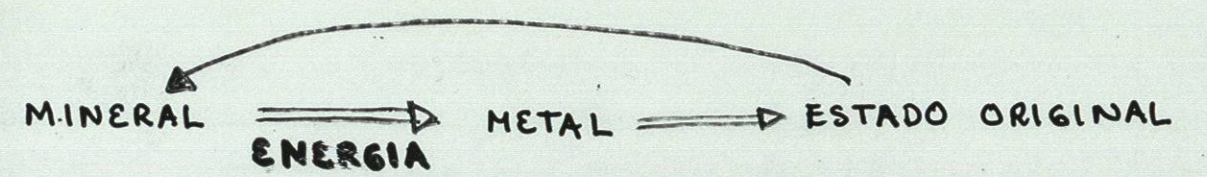


① $\Delta G = -zF\phi$
 ② $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$
 Considera un sistema redox
 $zA + pB + qC \leftarrow$
 $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[A]^a [B]^b [C]^c}{[D]^d [E]^e}$
 $E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln Q$
 $E = E^\circ + \frac{RT}{zF} \ln \frac{[Oxido]}{[Reduccion]}$



$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
 $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$
 $E = E^\circ + \frac{RT}{zF} \ln [H^+]$
 $E = E^\circ - \frac{0.059}{z} \log [H^+]$



POTENCIAL QUIMICO : FACILIDAD CON LA QUE SE LLEVA A CABO UNA REACCION QUIMICA

$$M = M^\circ + RT \ln a$$

POTENCIAL ELECTROQUIMICO : FUERZA PROMOTORA CON LA QUE SE LLEVA A CABO UNA REACCION ELECTROQUIMICA

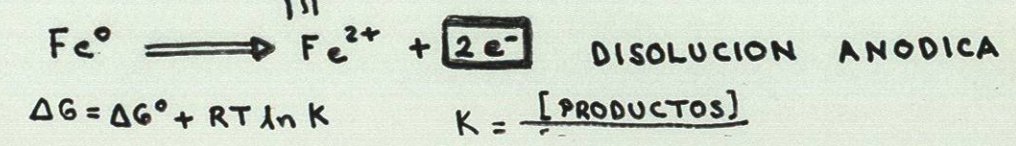
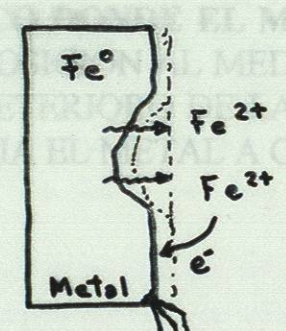
$$\tilde{M} = M + zF\phi$$

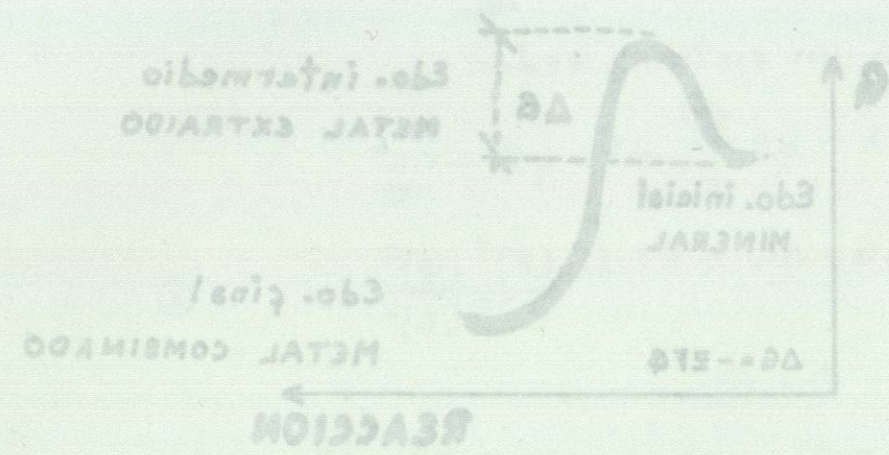
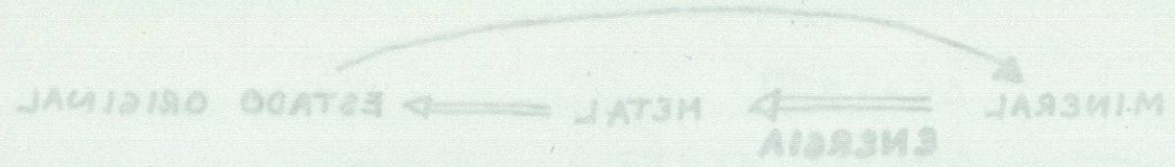
CORROSION FENOMENO ELECTROQUIMICO

REACCIONES QUIMICAS EN DONDE SE INVOLUCRAN

e^-

LA CORROSION ES UN FENOMENO ELECTROQUIMICO EN EL METAL SUFRE UNA OXIDACION DEBIDO A LA EXPOSICION AL MEDIO AMBIENTE, TENIENDO COMO RESULTADO EL DEBILITAMIENTO DE LA ESTRUCTURA COMO UN TODO CUANDO SE ASOCIA AL METAL A CUALQUIER MATERIAL





POTENCIAL QUIMICO : FACILIDAD CON LA QUE SE LLEVA A CABO UNA REACCION QUIMICA

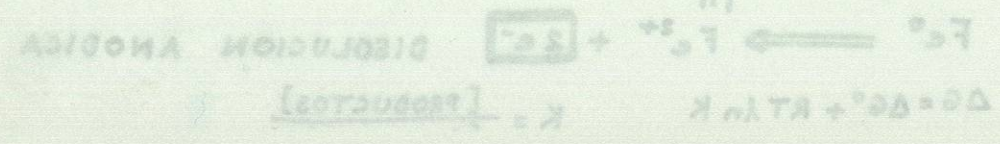
$$\Delta G = -RT \ln K$$

POTENCIAL ELECTROQUIMICO : FUERZA PROMOTORA CON LA QUE SE LLEVA A CABO UNA REACCION ELECTROQUIMICA

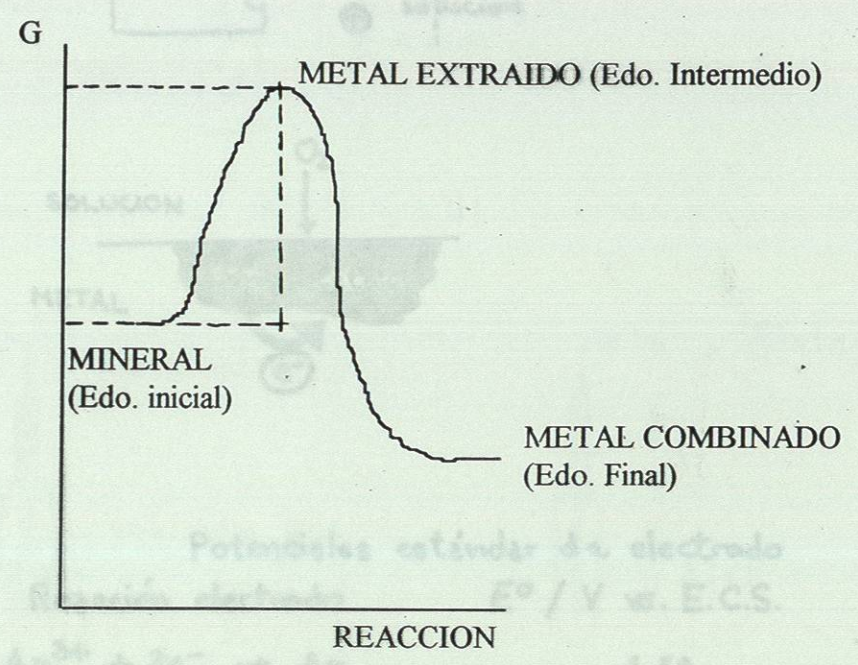
$$\Delta G = -nFE$$

CORROSION FENOMENO ELECTROQUIMICO

REACCIONES QUIMICAS EN BOND SE INVOLUCRAN



PUNTO DE VISTA TERMODINAMICO



MINERAL → METAL → ESTADO COMBINADO

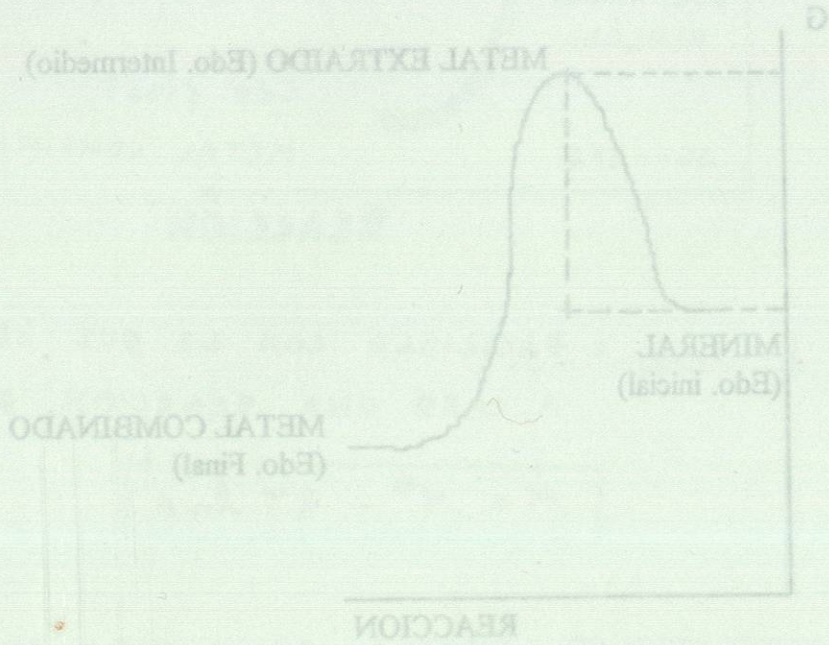
EN GENERAL

LA CORROSION ES UN FENOMENO ELECTROQUIMICO DONDE EL METAL SUFRE UNA OXIDACION. DEBIDO A LA EXPOSICION AL MEDIO AMBIENTE, TENIENDO COMO RESULTADO EL DETERIORO DE LA ESTRUCTURA COMO UN TODO CUANDO SE ASOCIA EL METAL A CUALQUIER MATERIAL

$Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$	1.50
$Pd^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pd$	0.987
$Hg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Hg$	0.854
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$	0.337
$2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2$	0.0
$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb$	-0.126
$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Sn$	-0.136
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$	-0.250
$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe$	-0.440
$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg$	-2.372

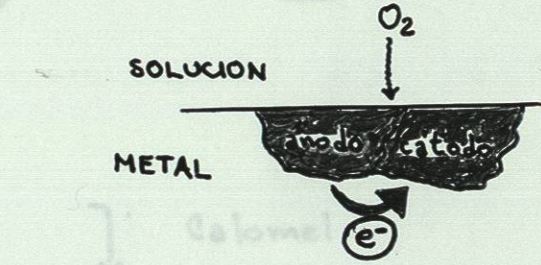
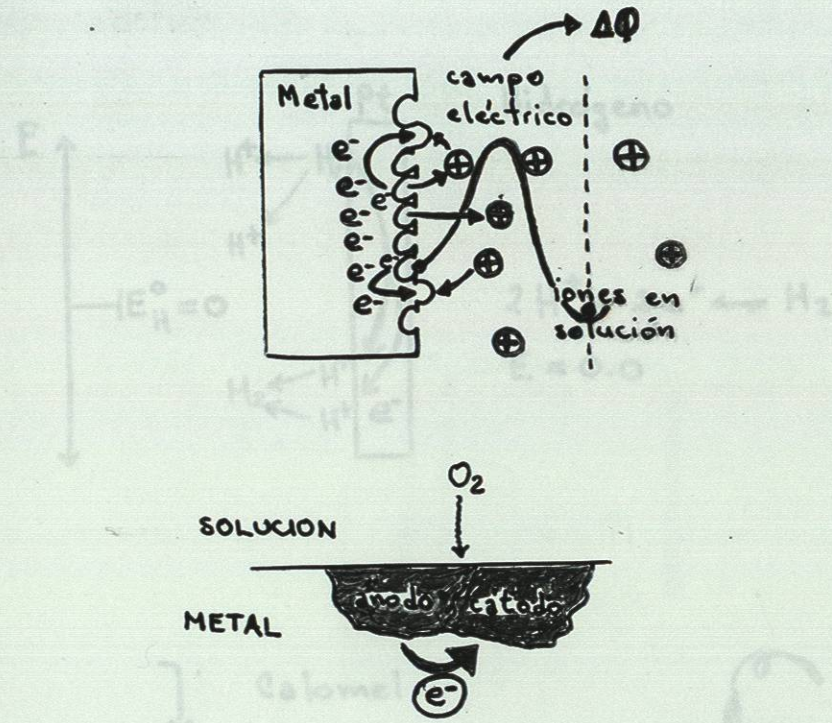
LA CORROSION ES UN FENOMENO ELECTROQUIMICO DONDE EL METAL SUFRE UNA OXIDACION DEBIDO A LA EXPOSICION AL MEDIO AMBIENTE, TENIENDO COMO RESULTADO EL DETERIORO DE LA ESTRUCTURA COMO UN TODO CUANDO SE ASOCIA EL METAL A CUALQUIER MATERIAL

MINERAL ← METAL ← ESTADO COMBINADO



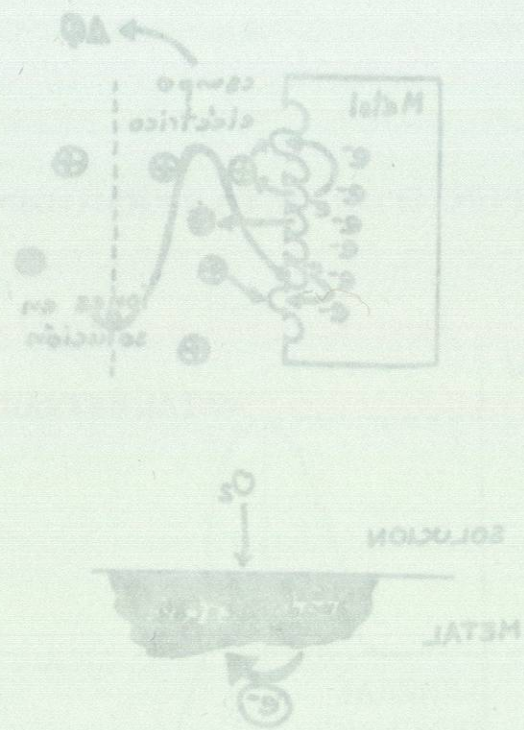
PUNTO DE VISTA TERMODINAMICO

ELECTRODOS DE REFERENCIA



Potenciales estándar de electrodo

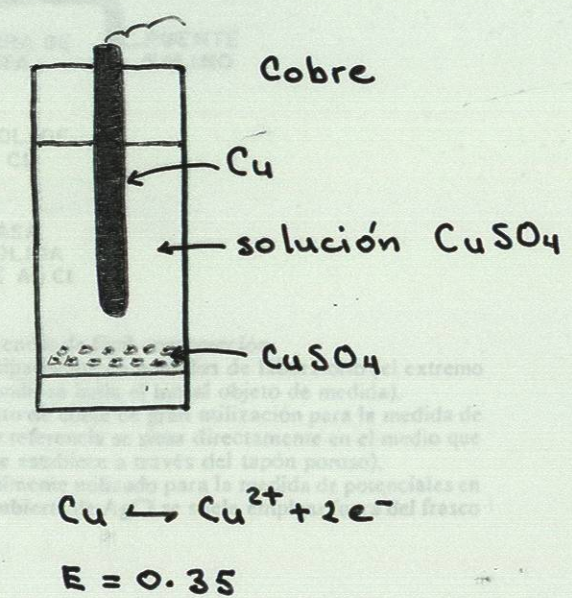
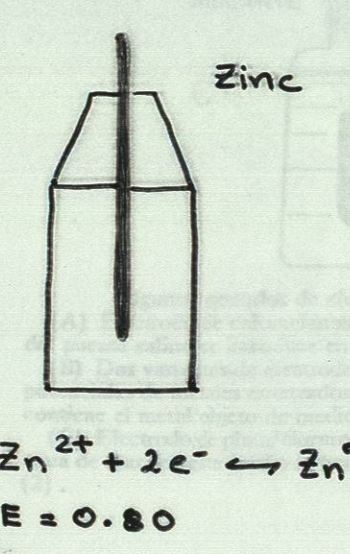
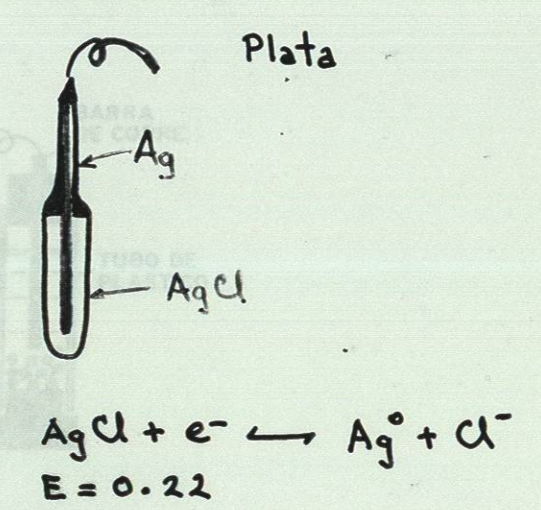
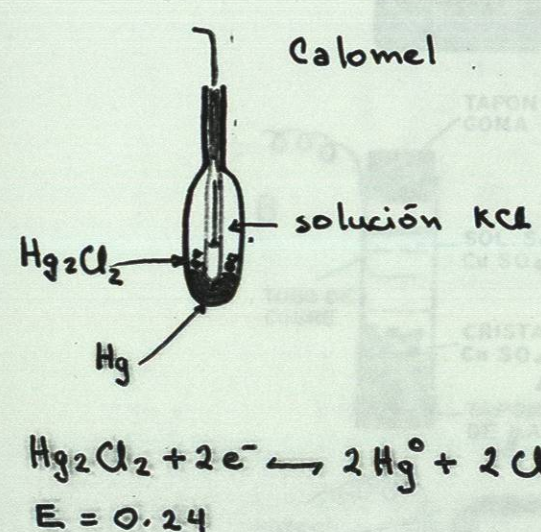
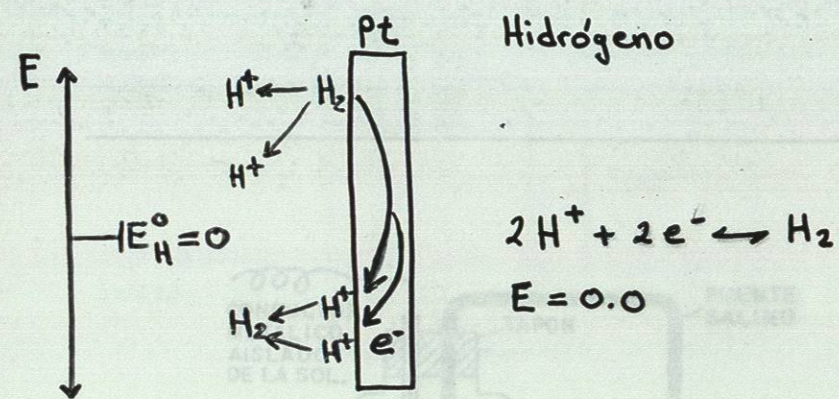
Reacción electrodo	E° / V vs. E.C.S.
* Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	1.50
● Pd ²⁺ + 2e ⁻ → Pd	0.987
● Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	0.854
* Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0.799
● Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	0.337
● 2 H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0.0
● Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0.126
● Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0.136
Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0.250
Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0.440
● Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0.744
● Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0.763
● Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1.18
● Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1.662
● Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2.372

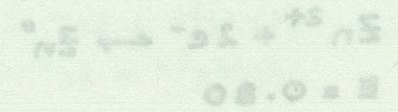
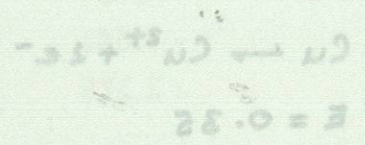
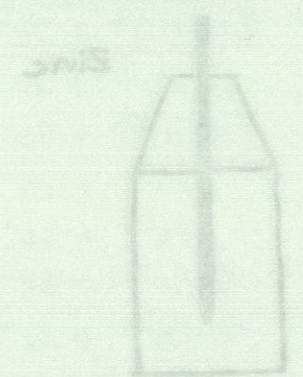
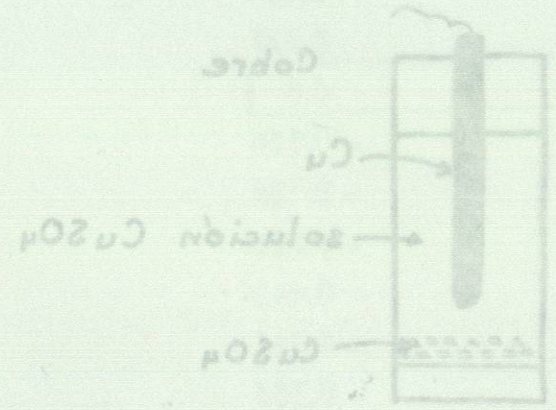
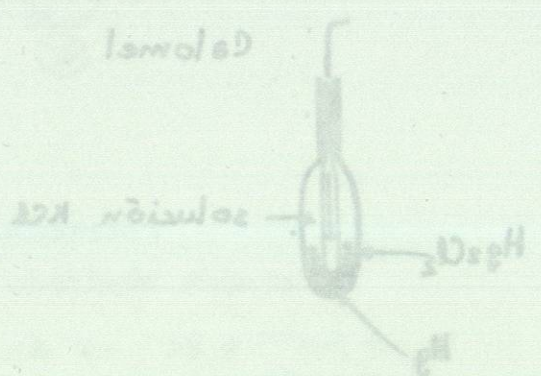
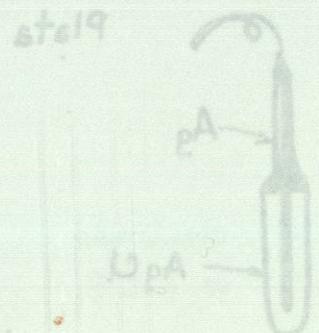
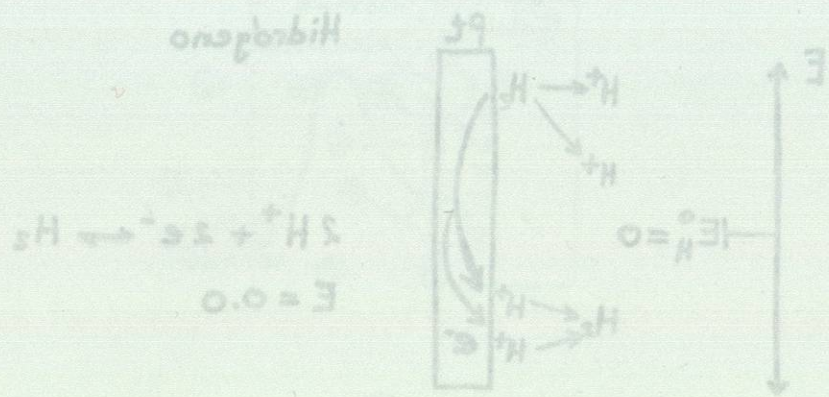


Potenciales estándar de electrodos
E° / V vs. E.C.S.

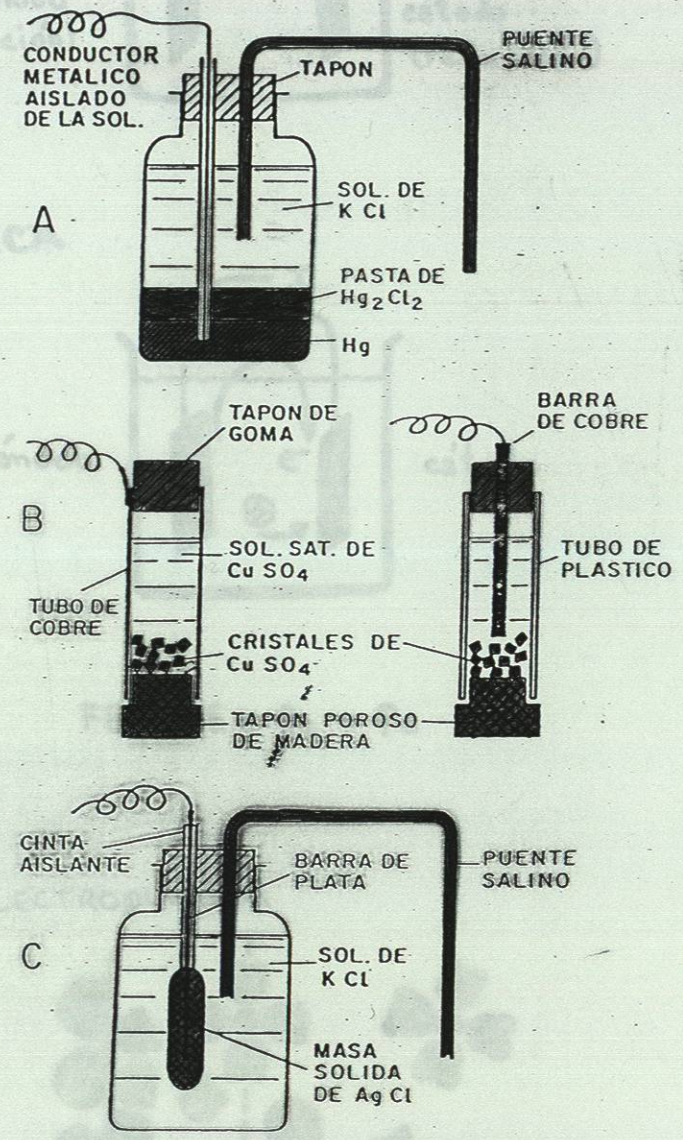
1.20	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
0.987	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$
0.854	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$
0.799	$\text{Hg}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$
0.337	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
0.0	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
-0.136	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$
-0.136	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$
-0.250	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$
-0.440	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$
-0.744	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$
-0.763	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
-1.18	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$
-1.687	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$
-2.372	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

ELECTRODOS DE REFERENCIA





CELDA GALVANICA



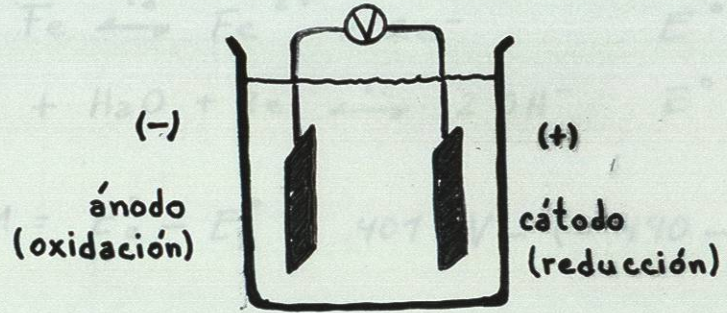
Algunos ejemplos de electrodos de referencia de fácil construcción.

(A) Electrodo de calomelanos empleado principalmente en medidas de laboratorio (el extremo del puente salino se introduce en el electrolito donde se halla el metal objeto de medida).

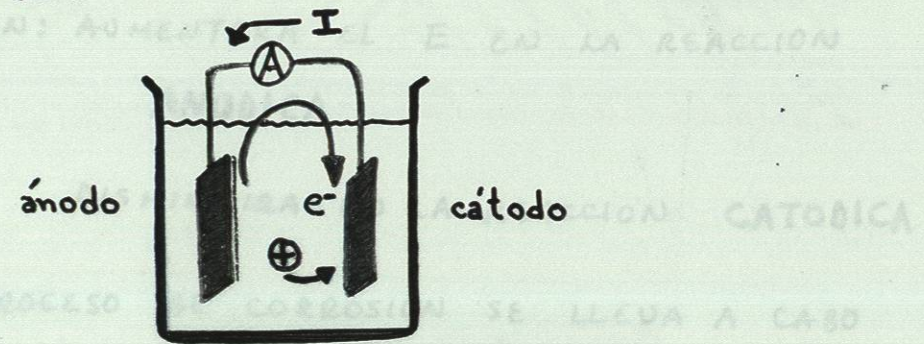
(B) Dos variantes de electrodos de cobre/sulfato de cobre de gran utilización para la medida de potenciales de metales enterrados (el electrodo de referencia se sitúa directamente en el medio que contiene el metal objeto de medida; el contacto se establece a través del tapón poroso).

(C) Electrodo de plata/cloruro de plata especialmente utilizado para la medida de potenciales en agua de mar (en este medio la barrita de plata recubierta de AgCl se suele emplear fuera del frasco (2)).

CELDA ELECTROLITICA

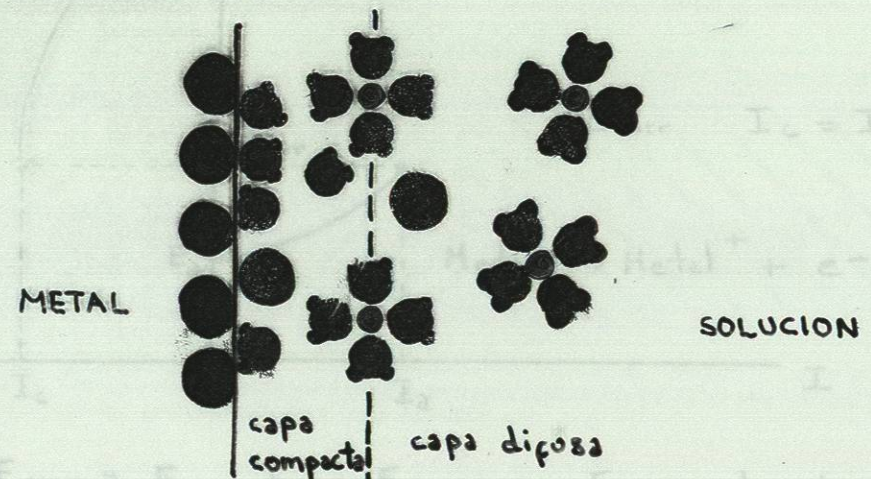


CELDA GALVANICA



$FEM = E = \phi_c - \phi_a$

DOBLE CAPA ELECTROQUIMICA



CORROSION $E_c > E_0 \Rightarrow I_c \neq I_a$

Algunos ejemplos de celdas de referencia de referencia de fácil construcción.
 (A) Electrodo de hidrógeno: se introduce en el electrodo un tubo de vidrio que llega al nivel de la solución (el electrodo se introduce en el electrodo) y se hace el nivel de la solución en el tubo de vidrio.
 (B) Dos volutas de platino: se introduce en el electrodo un tubo de vidrio que llega al nivel de la solución en el medio que contiene el metal objeto de medida. El contacto de referencia se hace directamente en el medio que contiene el metal objeto de medida. El contacto se establece a través del tapón poroso.
 (C) Electrodo de platino: se introduce en el electrodo un tubo de vidrio que llega al nivel de la solución en el medio que contiene el metal objeto de medida. El contacto se establece a través del tapón poroso.

