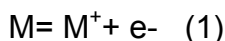


Corrosión. Principios Básicos

Corrosión es un proceso de destrucción de metales y aleaciones que ocurre, de forma espontánea, sobre la superficie de los mismos.

Podemos decir que, exceptuando los procesos de corrosión a alta temperatura, todos los demás se producen en presencia de agua, mediante un mecanismo electroquímico de intercambio de electrones. Este mecanismo se puede explicar con la siguiente expresión:



En la que M representa el metal en estado inmune que, al perder uno o varios electrones, pasa a ión metálico M⁺ capaz de reaccionar con el medio acuoso que le rodea.

La presencia de agua, no solo aparece alrededor de un metal sumergido, sino también en los enterrados, por humedad de la tierra, y en la superficie de los metales que se encuentran al aire, por condensación y salpicaduras.

Cualquiera de estos medios que rodean a un metal, actuará como electrolito de las innumerables pilas que se forman sobre la superficie del metal. En la figura 1 se puede ver el proceso de corrosión electroquímica:

La diferencia de potencial que genera el electrolito entre dos zonas del mismo metal, genera una circulación de corriente que, saliendo del ánodo, llega al cátodo a través del electrolito, cerrándose el circuito a través de la masa metálica.

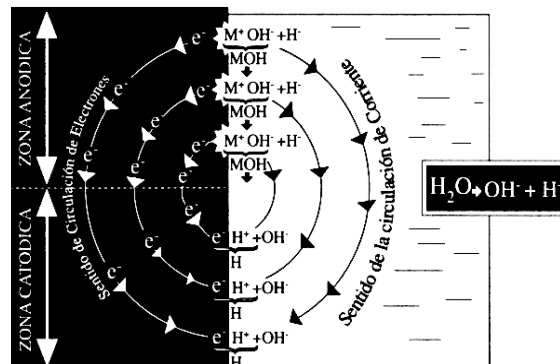
La zona por donde sale la corriente hacia el electrolito (ánodo), al ceder electrones se corroe y la zona que recibe la corriente desde el electrolito (cátodo), queda inmune a la corrosión.

Los electrones libres, procedentes de la zona anódica, circulan por la masa metálica, acumulándose en la zona catódica (Circulación de electrones en sentido contrario a la circulación de corriente).

Al circular corriente por el electrolito acuoso, se producirá disociación del agua en iones H^+ e hidróxilos OH^- , los cuales reaccionarán de la siguiente forma:

INMEDIACIONES DEL ÁNODO:

Los hidróxilos se combinan con los iones metálicos, para formar hidróxido metálico (MOH) que precipita formando productos de corrosión, al mismo tiempo, los iones H^+ acidifican el electrolito próximo al ánodo.



INMEDIACIONES DEL CÁTODO:

Los electrones (e^-) acumulados en exceso, se combinan con los iones H^+ para formar hidrógeno atómico que pasa a molecular, en forma de gas, que se deposita en la superficie del cátodo, para terminar desprendiéndose. Esta desaparición de iones H^+ creará una concentración de hidróxilos (OH^-) que alcalinizará el electrolito en contacto con el cátodo.

Las pilas que se forman sobre la superficie del metal, tendrán un determinado potencial, que será diferente para cada metal y en cada electrolito (agua dulce, agua de mar, tierra, etc.).

Midiendo el potencial, respecto al electrodo patrón de hidrógeno (de potencial 0), de los distintos metales sumergidos en agua destilada, se obtiene la serie electroquímica de los metales. (Tabla 1.)

TENDENCIA ELECTROQUÍMICA DE LOS METALES (TABLA 1)

K	K+	+	e-	-2,92
Ca	Ca ⁺⁺	+	2e-	-2,87
Na	Na+	+	e-	-2,71
Mg	Mg ⁺⁺	+	2e-	-2,34
Be	Be ⁺⁺	+	2e-	-1,70
Al	Al ⁺⁺⁺	+	3e-	-1,67
Mn	Mn ⁺⁺	+	2e-	-1,05
Zn	Zn ⁺⁺	+	2e-	-0,76
Cr	Cr ⁺⁺⁺	+	3e-	-0,71
Ga	Ga ⁺⁺⁺⁺	+	3e-	-0,52
Fe	Fe ⁺⁺	+	2e-	-0,44
Cd	Cd ⁺⁺	+	2e-	-0,40
In	In ⁺⁺⁺	+	3e-	-0,34
Ti	Ti+	+	e-	-0,34
Co	Co ⁺⁺	+	2e-	-0,28
Ni	Ni ⁺⁺	+	2e-	-0,25
Sn	Sn ⁺⁺	+	2e-	-0,14
Pb	Pb ⁺⁺	+	2e-	-0,13
H ₂	2H+	+	2e-	-0,00
Cu	Cu ⁺⁺	+	2e-	0,34
Cu	Cu+	+	e-	0,52
2Hg	Hg ²⁺⁺	+	2e-	0,80
Ag	Ag+	+	e-	0,80
Pd	Pd ⁺⁺	+	2e-	0,83
Hg	Hg ⁺⁺	+	2e-	0,85
Pt	Pt ⁺⁺	+	2e-	ca 1,20
Au	Au ⁺⁺⁺	+	3e-	1,42
Au	Au+	+	e-	1,68

Las causas por las que se forman las pilas de corrosión son diversas, impurezas acumuladas en la superficie metálica, contactos entre distintos metales, presencia de oxígeno, distintas concentraciones salinas, etc.

La corrosión de un metal puede verse frenada por un proceso natural llamado **POLARIZACIÓN**.

La deposición de productos de corrosión sobre la superficie anódica, acumulación de gases en el ánodo y de hidrógeno en el cátodo, concentración de iones, etc. son procesos naturales de polarización que frenan el proceso de corrosión.

Protección

De lo anteriormente expuesto, deducimos que, para atenuar o evitar la corrosión de un metal rodeado por un electrolito acuoso, podríamos utilizar dos métodos:

- Evitando el contacto del metal con el electrolito, cubriéndolo con un material impermeable y aislante, habremos impedido la formación de pilas de corrosión, por eliminación del electrolito.

Por muy buenas características que tenga un revestimiento, no es posible conseguir un aislamiento total entre el metal y el medio que le rodea, quedando siempre zonas de metal al descubierto.

Las zonas de metal desnudo, actuarán como ánodos, frente al resto de la superficie metálica recubierta, dando lugar a un proceso de corrosión muy rápido, concentrado en estas pequeñas zonas, en las que pronto aparecerán taladros producidos por corrosión.

- Consiguiendo que toda la superficie trabaje como cátodo de una pila, el metal no cederá electrones y, por lo tanto, permanecerá inmune a la corrosión.

Este concepto nos da idea del segundo método de combatir la corrosión, que es la **PROTECCIÓN CATÓDICA**.

Al unir eléctricamente dos metales de distinto potencial electroquímico, estando ambos en el mismo electrolito (tierra, agua de mar, agua dulce, etc.) se establecerá entre ellos, una pila galvánica en la que el metal más electronegativo (ánodo) cederá electrones al más electropositivo (cátodo), protegiéndose éste a expensas de la corrosión del primero. En la serie electroquímica de los metales (tabla 1), vemos que el hierro y el acero podrán ser protegidos conectándolo a piezas de aluminio, zinc y magnesio, cuyas piezas se denominarán **ÁNODOS DE SACRIFICIO**, (Fig.2) ya que se irán disolviendo, a expensas de suministrar la

corriente necesaria, para mantener al acero en estado de inmunidad

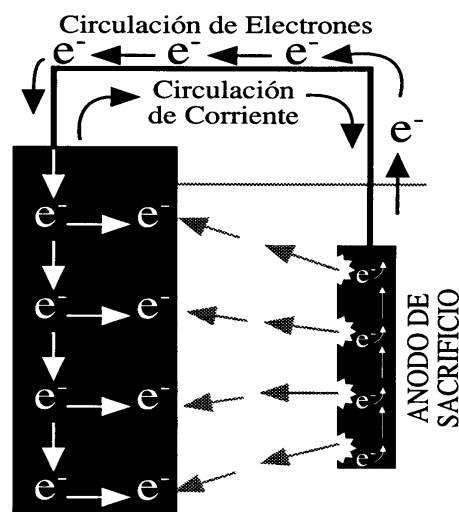
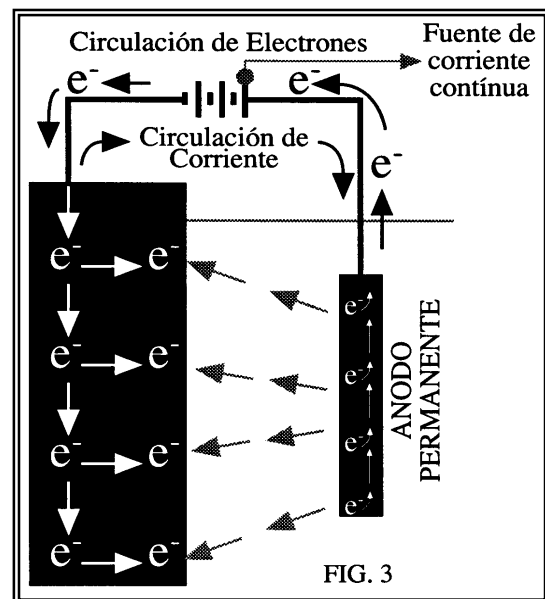


FIG. 2

Este suministro constante de electrones, puede hacerse también desde una fuente de corriente eléctrica continua, la cual tendrá su polo negativo conectado a la estructura del acero, que pretendemos proteger y el polo positivo conectado a un conductor eléctrico, sumergido en el mismo medio, a distancia conveniente de la estructura.

Con esta disposición, la corriente eléctrica continua pasará, desde el conductor (ánodo) a la estructura, a través del electrolito, estableciéndose así la misma pila de protección que en el caso anterior. A este último procedimiento se le denomina **CORRIENTE IMPRESA**. (Fig.3)



Los dos procedimientos expuestos para atenuar o evitar la corrosión, recubrimientos y Protección Catódica, son complementarios.

Los recubrimientos por si solos, no son suficientes para evitar la corrosión, debiendo ser complementados con un Sistema de Protección Catódica. Cuanto mejor sea la calidad de un recubrimiento menor cantidad de corriente consumirá la estructura protegida.

La elección entre uno de los métodos de Protección Catódica, ánodos de sacrificio o corriente impresa, dependerá de factores tales como: tamaño de la estructura a proteger, forma de su superficie, naturaleza del medio, disponibilidad de corriente eléctrica, proximidad de otras estructuras que puedan influir sobre la que nos ocupa, o bien, que nuestro equipo pueda influir sobre estructuras ajenas próximas, criterio económico, etc.