

## 3.- METALES

### 06

## Durabilidad

### 1 Introducción

La corrosión es la destrucción de un material sólido a causa de fenómenos químicos o electroquímicos que suele presentarse en la superficie del metal. En general los materiales metálicos son afectados por el agua y los agentes atmosféricos.

Los procesos más frecuentes generadores de corrosión son:

1. Electrolisis
2. Acción de los cloruros
3. Carbonatación (en el caso especial del hormigón con armaduras)

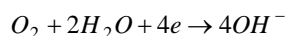
Estos procesos se ven afectados por la temperatura que aumenta la velocidad de las reacciones químicas, la superficie expuesta

De todos ellos la electrolisis juega un papel preponderante en la corrosión de los metales dado que es relativamente fácil que se formen pilas electrolíticas en la construcción.

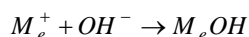
### 2 Electrolisis

Los procesos que producen corrosión del acero son el anódico y el catódico. Ambos hace alusión al proceso de electrolisis en el que los iones positivos (cationes) del metal pasan al electrolito (líquido presente) si los iones disueltos en el electrolito son eliminados la disolución sigue mientras quede metal o electrolito.

En el caso de agua con oxígeno en disolución tiene lugar la siguiente reacción:

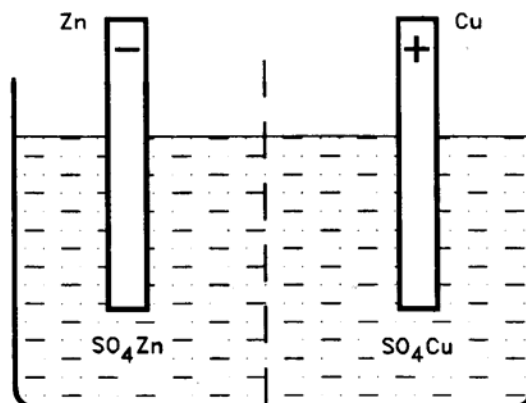


Lo que aumenta la concentración del iones  $OH^-$  que reaccionan con los iones metálicos (cationes):



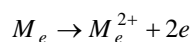
compuesto que si precipita disminuye la concentración de iones  $M_e^+$  en el electrolito, con lo que la disolución del metal continúa.

En la práctica la presencia de humedad en la superficie de los metales favorece este proceso cuando la disolución de los gases contaminantes aumenta la velocidad de ésta reacción.

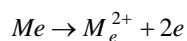
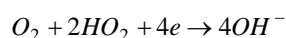
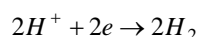


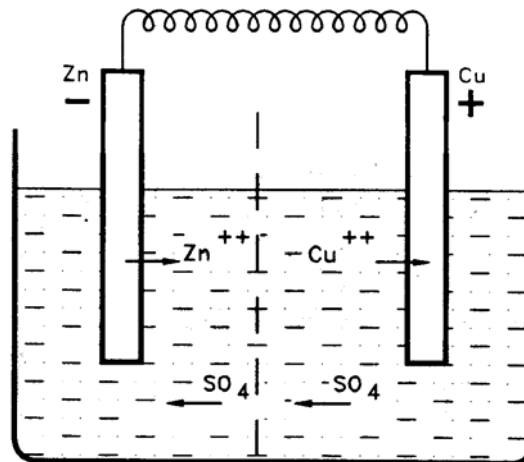
La pérdida de los cationes va cargando negativamente al metal respecto del electrolito que aumenta su carga positiva con la disolución de los cationes en el mismo. Este proceso sigue hasta un equilibrio. La introducción de otro metal en el electrolito hace aparecer una diferencia de potencial debido a la carga negativa del material que ha perdido cationes y la carga positiva del recién aparecido. Esta diferencia de potencial actúa como una pila en la que el material más electronegativo respecto del electrolito será el polo negativo (ánodo) y el otro el polo positivo.

Si unimos los dos metales por su parte no sumergida por medio de un conductor, circulará una corriente de electrones desde el polo positivo al negativo y en sentido opuesto en la parte sumergida a través del electrolito. Es decir, desde el cátodo al ánodo. La reacción del ánodo será :



que es una reacción de oxidación. La reacción en el cátodo dependerá de las características de la solución pero siempre existirá incorporación de los electrones que por el circuito exterior llegan al cátodo. Algunas reacciones habituales son:





En un caso se forma hidrógeno que se adhiere al metal del cátodo desprendiéndose este hidrógeno en forma de burbujas formadas por tensión superficial. En el segundo caso el oxígeno disuelto que favorece la progresión de la corrosión. El tercer caso, que es poco corriente, expresa el recubrimiento del cátodo de una capa de metal cuando el electrolito contiene iones más nobles que el metal expuesto a su acción.

Este proceso es de gran importancia dado que en la práctica más de un metal suele encontrarse unidos por agua y pueden formar espontáneamente una pila electrolítica con la consiguiente corrosión de uno de ellos. A veces esta situación se produce en conducciones de agua tras una reparación en la que se cambia de metal sin advertir las consecuencias.

Como se ve, la pérdida de metal tiene lugar en el ánodo, es decir en el metal más electronegativo con relación a la solución. Por eso es muy importante conocer la relación de electronegatividad entre los distintos metales en relación a un electrolito. Naturalmente la relación depende del electrolito. Para el agua de mar la relación entre metales es la siguiente:

<u>Electrodo</u>	<u>Potencial (Voltios)</u>
Ca	-2,76
Mg	-2,34
Al	-1,67
Zn	-0,76
Fe	-0,44
Sn	-0,14
Pb	-0,13
2H	0,0
Cu	+0,34
Ag	+0,80
Hg	+0,85
Au	+1,50

En esta tabla los elementos electropositivos son menos susceptibles de ser atacados que los electronegativos. Por ello en una conducción el agua con dos metales el agua debe circular desde los menos nobles (más electronegativos) a los más electropositivos) y no al revés.

Obviamente la corrosión puede ser inducida introduciendo una diferencia de potencial mediante una corriente eléctrica entre los dos polos. De hecho esto ocurre a menudo en la realidad cuando diferencias de oxigenación (enterrado no enterrado) crean una diferencia de potencial. En estos casos es posible la corrosión de un mismo metal al constituirse la humedad presente en electrolito.

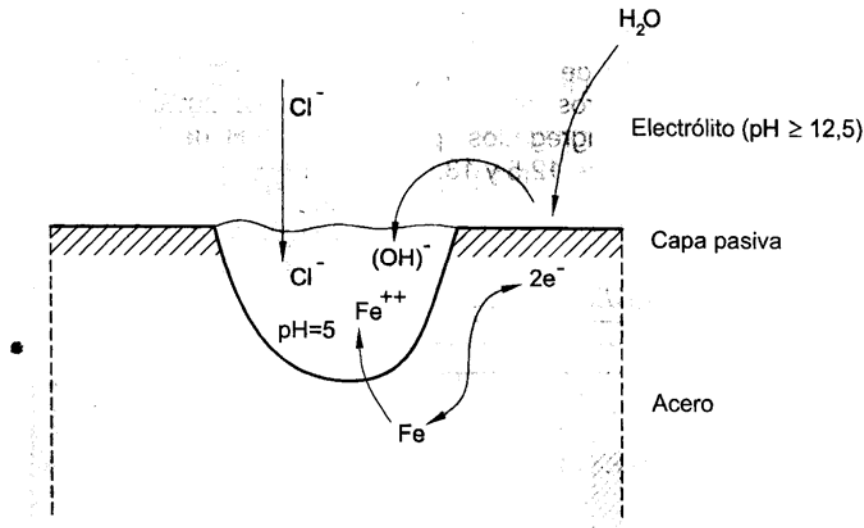
En algunos casos las corrosión se paraliza por el depósito de óxido del metal en el mismo, actuando como un protector. Es el caso del aluminio. Esta circunstancia se aprovecha industrialmente para conseguir aluminio oxidado y, por tanto, capaz de resistir la corrosión. Este procedimiento es la razón de que a este tratamiento del aluminio se le denomine anodizado. También es aprovechado el proceso electrolítico controlado para conseguir el depósito de zinc en un acero a fin de que la posterior oxidación de zinc en el uso proporcione la capa protectora de óxido de zinc. Este proceso se llama galvanizado.

La protección catódica consisten en provocar una corriente en el sistema del metal que está siendo corroído o es susceptible de serlo de modo que otro metal se constituya en ánodo del sistema y actúe como metal de sacrificio.

También se pueden formar pilas espontáneas en un mismo material. En estos casos la diferencia de potencial la general condiciones diferenciales en oxigenación y otras.

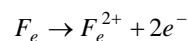
### 3 Corrosión por cloruros

En el caso de corrosión por la acción de cloruros, la película pasiva de los aceros se rompe en zonas localizadas y pequeñas. La diferencia de extensión entre la zona anódica y la catódica provoca una fuerte corrosión por picadura en la primera.



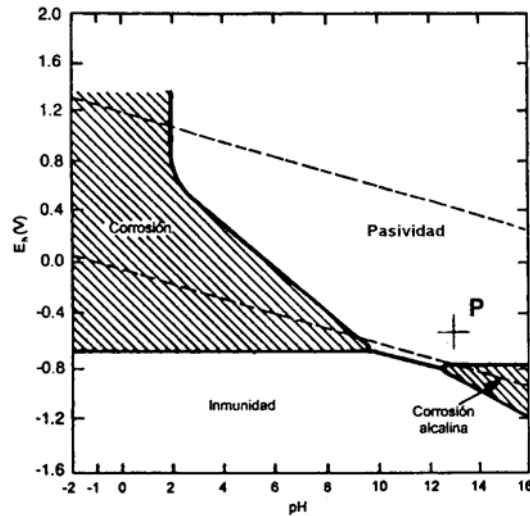
### 4 Corrosión por carbonatación

La corrosión más perjudicial desde el punto de vista práctico es la que sufre el acero estructural. En este caso, el acero se constituye en ánodo pasando los cationes del acero al electrolito presente según la reacción:



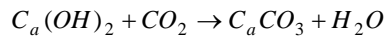
El acero tiene una capa de óxido protectora en estado pasivo que le protege de la corrosión. Sin embargo esta protección desaparece si el acero cambia su potencial eléctrico, baja el pH del entorno o es atacado por soluciones de sales de cloro.

La despasivación no se da mientras el acero se encuentre en zona de pasivación del diagrama de Pourbaix (punto P).



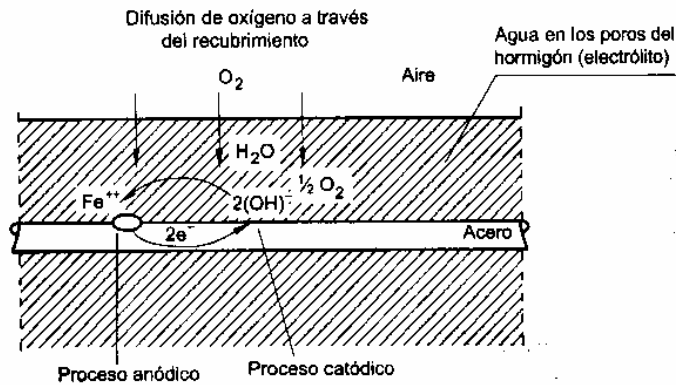
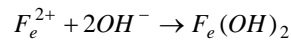
Pero si por efecto de la carbonatación del hormigón que lo rodea en el hormigón estructural baja el pH de su entorno el acero se despasiva siendo susceptible de corrosión.

La carbonatación es un proceso que se produce por efecto de la reacción del CO<sub>2</sub> del aire con la fase líquida del hormigón que está saturada de hidróxido cálcico liberado en la hidratación del cemento. Esta reacción es:



Igual ocurre con el hidróxido de Sodio y Potasio presentes. Cuando se ha producido la total carbonatación el pH está en valores cercanos a 9.

En la reacción de corrosión en el cátodo el oxígeno disuelto en el agua que está en contacto con el acero se combina con los electrones suministrados por el ánodo dando lugar a la formación de iones hidroxilo:



La carbonatación puede ser detectada mediante la aplicación de una solución de fenolftaleína al hormigón potencialmente afectado. Esta solución vira al morado en un medio básico permaneciendo transparente en un medio ácido. En la imagen se puede observar la penetración de la carbonatación en un testigo de hormigón carbonatado.

