

1. Aproximación a la corrosión metálica

La palabra corrosión, significa la destrucción de un material por la acción del medio que le rodea. Esto implica la pérdida de masa del metal y un cambio en sus propiedades mecánicas.

Según la naturaleza del medio agresivo, la corrosión puede ser *química, electroquímica o bacteriana* (aunque en ésta, evidentemente, se producen reacciones químicas).

La química, tiene lugar en metales que están en contacto con un ambiente corrosivo usualmente gaseoso. La electroquímica, que es la más frecuente, se

produce en superficies metálicas en contacto con un medio agresivo constituido por un electrólito (disolución acuosa de ácidos, bases o sales). La bacteriana es un tipo de corrosión en el que las bacterias existentes en el suelo o en un medio subacuático, ocasionan productos metabólicos corrosivos o generadores de productos de corrosión.

1.1 Tipologías: química, electroquímica, y bacteriana

1.1.1 Corrosión química

En la corrosión química, también llamada oxidación directa, el metal se combina con el medio por reacción directa; los átomos metálicos reaccionan químicamente con la sustancia agresiva (Feliu Matas,

1984: 9). La velocidad de corrosión es generalmente baja, salvo a temperaturas por encima de los 1000 °C. Los productos de corrosión dependen de la composición de los gases, es decir, una atmósfera que contiene oxígeno, el producto es el óxido metálico; si tiene cloro, se forman cloruros; si es azufre, sulfuros... (Morales Marina y otros, 2001: 17) La reacción general es:

Metal + gases → Productos de corrosión

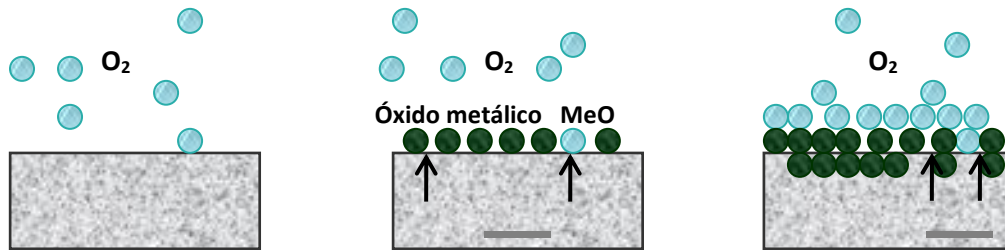
El caso más común es la interfase metal/aire. Ocurre un proceso de adsorción¹ de oxígeno sobre la superficie metálica. Los átomos metálicos y las moléculas de oxígeno entran en contacto para formar

¹ Fenómeno de naturaleza física o química por el cual las moléculas de un fluido (gas o líquido) quedan retenidas sobre

los óxidos metálicos; por difusión, la película de óxido va engrosando, ya que el proceso va evolucionando hacia el interior (ver figura 10).

Las películas de óxido formadas en la superficie del metal pueden ser protectoras o no protectoras. En el caso que nos ocupa, la creación de los óxidos cúpricos y cuprosos disminuye al aumentar el espesor de la capa que forman, llegando incluso a inhibirse el proceso (Morales Marina y otros, 2001: 24). La capa resultante es un estrato compacto y estable.

una superficie sólida, produciéndose sobre ella un aumento de su concentración relativa.



F. 10: Esquema del mecanismo de la corrosión química: los iones metálicos (Me^{n+}) reaccionan con el oxígeno del aire para formar óxidos metálicos (MeO).

1.1.2 Corrosión electroquímica

La corrosión electroquímica es el proceso de conversión de un metal en productos de corrosión (óxido, cloruros, carbonatos...) que tiene lugar cuando un metal está en contacto con una disolución electrolítica. A diferencia de la química, en la que se producen reacciones químicas, la corrosión electroquímica, tiene lugar a través de procesos de transferencias de carga en la superficie de los

electrodos (Morales Marina y otros, 2001: 33), es decir, en las reacciones que tienen lugar, intervienen procesos con partición de iones y transferencia de electrones.

En medios húmedos la acción es similar a la que ocurre en una pila seca (ver figura 11), formada por un electrodo de carbón que ocupa el centro de la pila y un

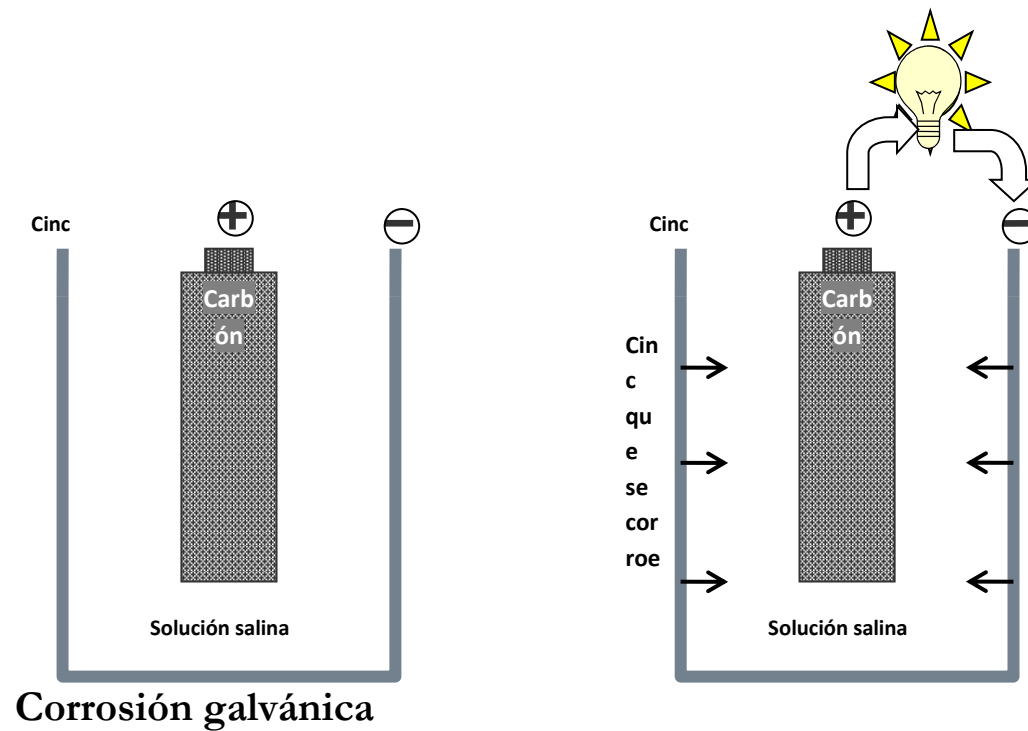
electrodo de cinc que hace de recipiente, separados ambos por un electrólito compuesto por una solución salina. Si la pila se encuentra en corto circuito, el cinc se corroe en cuestión de horas. Si se deja desconectada (circuito abierto) permanece sano. El desgaste que tiene lugar en el cinc en circuito abierto, se debe a las impurezas del metal (trazas de hierro, por ejemplo) que permiten el paso de electricidad al actuar como polo positivo. En este caso se dice que existe una **pila de acción local**. A cualquier superficie metálica se puede aplicar esta analogía: durante el tiempo que el metal permanezca seco, no se produce corriente de acción local ni corrosión. Si por el contrario, se expone al agua o a soluciones acuosas, comienza a actuar la pila de acción local, y por ende, la transformación del metal en productos de corrosión (Uhlig, 1979: 19).

El paso de la electricidad a través del líquido es posible a causa del movimiento de iones hacia el polo positivo o el negativo. El metal que actúa de polo negativo es corroído en un proceso en que los átomos metálicos se disuelven como iones positivos al ceder electrones. En cambio, el metal que actúa de polo negativo, recibe estos electrones, permaneciendo relativamente inmune (Feliu Matas, 1984: 11).

La pila convierte la energía química en energía eléctrica. Cuando se unen ambos polos, fluye corriente positiva desde el electrodo positivo al electrodo negativo (Uhlig, 1979: 21):

- El electrodo en el cual tiene lugar la reducción química (o electrodo en el que entra corriente + del electrólito) se llama cátodo.

- El electrodo en el cual tiene lugar la oxidación química (o electrodo del que sale corriente + que entra en el electrólito) se llama ánodo.



También es conocida como corrosión bimetálica. Aparece cuando dos metales distintos en contacto eléctrico se exponen a soluciones corrosivas o atmósferas húmedas. Uno de los dos, el más activo, se corroe con mayor rapidez que si se encontrara aislado (Feliu Matas, 1984: 30). Debido a los múltiples factores influyentes, es complejo anticipar con seguridad la magnitud de estos efectos o la velocidad de la corrosión.

F.11: Esquema de la pila seca. Analogía con los mecanismos de corrosión electroquímica.



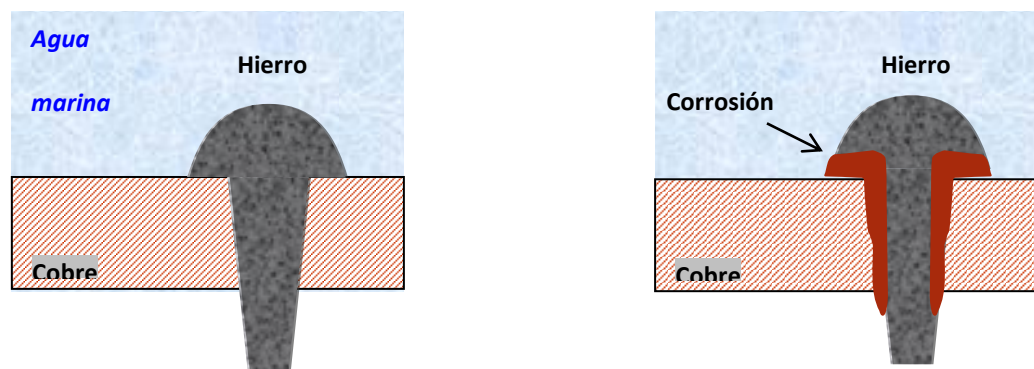
El primer caso de corrosión galvánica descrito es el de la fragata británica “Alarm” en 1763, cuyo casco fue completamente cubierto de láminas de cobre para impedir el deterioro de la madera por los moluscos marinos. Estas láminas se sujetaron con clavos de hierro. Al estar sumergidos en el agua marina (que actúa de electrólito) los dos metales de diferente nobleza (potencial electroquímico), y, en contacto directo, se formó una pila galvánica que disolvió el hierro, desprendiéndose las láminas de cobre (Morales Marina y otros, 2001: 55) (ver figura 12).

F. 12: Ilustración de corrosión galvánica. Sistema de sujeción hierro-bronce susceptible de este tipo de corrosión.

SERIE GALVÁNICA EN EL AGUA DE MAR	
ACTIVO. Extremo anódico	Cinc
	Aluminio, Cadmio
	Acero o Hierro
	Plomo
	Estaño
	Níquel (estado activo)
	Latones
	Cobre
	Bronces
	Monel
	Níquel (estado pasivo)
	Titanio
	Acero inox. 18/8 (estado pasivo)
	Plata
	Oro
NOBLE. Extremo catódico	Platino

Tabla 6. Serie galvánica en agua de mar.

En las series galvánicas, los metales y aleaciones se clasifican por el orden de sus potenciales. No obstante, esta clasificación es dependiente del medio y es el marino el que usualmente sirve de modelo de estudio, pudiendo existir tantas series galvánicas como medios. En cualquier caso, conforme más alejados estén dos metales o aleaciones, en principio, mayor tendencia habrá al ataque. En la tabla 6 se muestra la serie galvánica en el agua de mar.



F. 13: Corrosión galvánica en el contacto directo cobre-hierro en el agua de mar (electrolito). El hierro, más activo en la serie galvánica, se corroe con mayor rapidez.

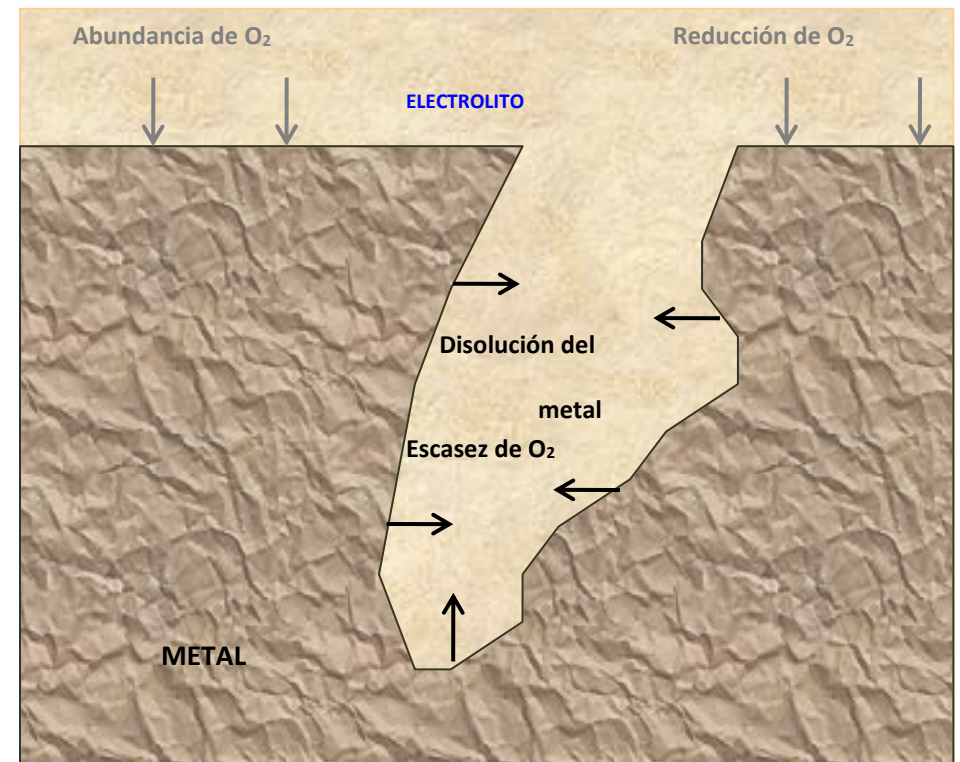
Aireación diferencial

El principio de aireación diferencial dice que, si una parte de una pieza metálica se encuentra en contacto con una concentración mayor de oxígeno que la que tiene otra zona de la misma pieza, la reducción de oxígeno tiende a producirse en la zona rica en oxígeno, mientras que la disolución del metal tiende a producirse en la zona pobre de oxígeno (Morales Marina y otros, 2001: 58).

Estas circunstancias se dan cuando existen resquicios en las piezas, uniones solapadas, ranuras, grietas, etc.

Se pueden citar varios casos prácticos de corrosión por la formación de una pila de aireación diferencial, como, por ejemplo, el ataque a los poros de un metal.

Los poros son regiones de aireación limitada, de escasez de oxígeno, y por tanto tiende a corroerse más y a extenderse (ver figura 14).



F. 14: Un poro sobre la superficie metálica constituye una región de aireación diferencial limitada, por tanto, tiende a corroerse más y a extenderse.

1.1.3 Corrosión bacteriana

Dependiendo de que las bacterias precisen de la presencia o de la ausencia de oxígeno la corrosión será aerobia o anaerobia, respectivamente. La anaerobia es la más grave de las corrosiones producidas por microorganismos. De la numerosa flora bacteriana, las reductoras de sulfatos, son las responsables de la corrosión que nos ocupa. Éstas no sólo no precisan de la presencia de oxígeno, sino que se desarrollan y proliferan más fácilmente en un medio conteniendo poco o nada de oxígeno (Royuela Arce, 1984:163).

Los iones de sulfuro producidas por las bacterias sulfato-reductoras forman precipitados de sulfuro de cobre al reaccionar con el metal en proceso de corrosión, creando una capa de calcosina y/o covelina (Zambrano Valdivia, 2002).

El proceso de corrosión por microorganismos se puede resumir en dos etapas. Una, donde se efectúan productos metabólicos agresivos, como es el caso de la formación de ácido sulfúrico, por *thiobacilos*, u otros ácidos orgánicos. Y otra, la formación de una pila de corrosión galvánica (ver 4.1.2).

Cuando se dan condiciones alternadas, aerobias y anaerobias, como ocurre en el caso de subida y descenso del nivel de la capa freática, la corrosión se vuelve más enérgica: se eleva el pH favoreciendo el desarrollo de las bacterias reductoras de sulfato, y el ciclo comienza otra vez (Royuela Arce, 1984: 164).

