

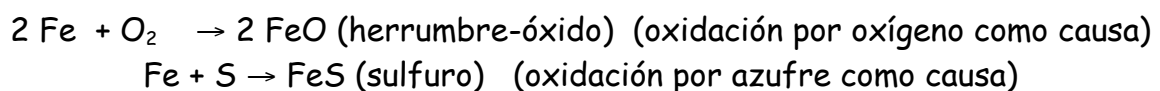
4. Oxidación y corrosión

Los materiales están expuestos continuamente a los más diversos ambientes de interacción material-ambiente provoca, en muchos casos, la pérdida o deterioro de las propiedades físicas del material. Los mecanismos de deterioro son diferentes según se trate de materiales metálicos, cerámicos o polímeros (plásticos). Así, en el hierro, en presencia de la humedad y del aire, se transforma en óxido, y si el ataque continúa acaba destruyéndose del todo. Desde el punto de vista económico, la corrosión ocasiona pérdidas muy elevadas.

En los materiales **metálicos**, el proceso de deterioro se llama **oxidación y corrosión**. Por otro lado, en los **cerámicos** las condiciones para el deterioro han de ser extremas, y hablaremos también de **corrosión**. Sin embargo, la pérdida de las propiedades de los materiales **polímeros** se denomina **degradación**.

En el deterioros de materiales podemos distinguir dos procesos:

1. **Oxidación directa:** Resulta de la combinación de los átomos metálicos con los de la sustancia agresiva. Ejemplos:

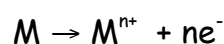


Esto lleva a que el metal, con el tiempo, pase de tener un estado libre (puro) a tener un estado combinado con otros elementos (óxidos, carbonatos, sulfatos,...)

En este caso, los productos de la reacción quedan adheridos a la superficie del metal. En algunos casos, se forman películas protectoras que los aíslan del agente corrosivo. El caso más corriente es el ataque por oxígeno. En este caso, sobre el metal se forma una capa de óxido que, en algunos casos autoprotege al metal de una mayor oxidación. Cu, Ni, Sn, Al, Cr,... Los ambientes son secos.

Pero el oxígeno no es el único agente, pues también puede intervenir el cloro (Cl_2), el azufre (S), el hidrógeno (H_2), el monóxido de carbono (CO), el dióxido de carbono (CO_2),...

En los procesos de **oxidación**, los metales pasan de su estado elemental a formar iones positivos (cationes) por **pérdida de electrones**.



siendo **n** el número de electrones que se pierden. A esta reacción se le llama reacción de oxidación o reacción anódica.

El proceso de oxidación se acelera si la temperatura de eleva.

2. **Corrosión electroquímica o corrosión en líquidos.** En este caso, el metal es atacado por un agente corrosivo en presencia de un un electrolito. (Un **electrólito** o **electrolito** es cualquier sustancia, normalmente líquida, que contiene **iones** libres, que se comportan como un medio **conductor eléctrico**. Normalmente un electrolito es una disolución, en la que el disolvente suele ser agua y el soluto otra sustancia). El ejemplo más conocido es el agua del mar (el cloruro sódico es un agente corrosivo), que actúa como electrolito.

Los procesos de corrosión son procesos electroquímicos, ya que en la superficie del metal se generan "micropilas galvánicas" en las que la humedad actúa como electrolito. El metal actúa como ánodo (polo positivo) y, por lo tanto, se disuelve. Así, el electrolito actúa como medio conductor a través del cual viajan las cargas que abandonan los electrones del ánodo que se corroe, el metal.

Existe un tipo de corrosión de tipo electroquímico que aparece cuando se juntan metales diferentes o son conectados eléctricamente. Al producirse el contacto, el metal más electronegativo desempeña el papel de ánodo y, por tanto, sufre la corrosión.

Definiciones que te aclaran las cosas:

- a) **Ánodo:** Metal que cede electrones y se corroe.
- b) **Cátodo:** Receptor de electrones.
- c) **Electrolito:** Líquido que está en contacto con el ánodo y el cátodo. Debe ser conductor eléctrico. Este líquido proporciona el medio a través del cual se asegura el desplazamiento de cargas eléctricas desde el ánodo hasta el cátodo.

5. Protección contra la oxidación y la corrosión

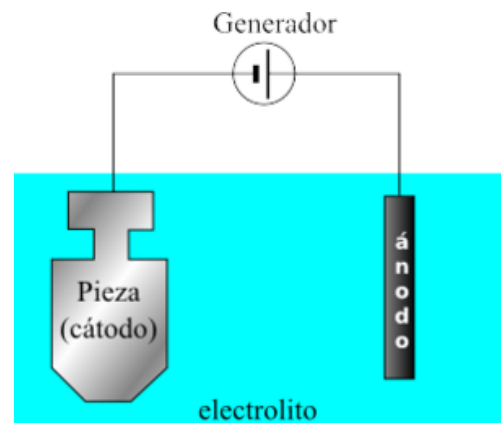
Impedir la corrosión implica impedir reacciones electroquímicas. Es decir, eliminar la posible presencia de un electrolito que actúe como medio conductor para facilitar una reacción de transferencia de electrones desde un metal anódico. Así, las soluciones podrían ser:

- a) **Protección por recubrimiento:** Es decir, crear una capa o barrera que aisle el metal del entorno. Dentro de este tipo de protección podemos hallar
 - a) **Recubrimientos no metálicos:** siendo los más comunes...
 - **Pinturas y barnices:** Es económico y exige que la superficie esté limpia de óxidos y grasas
 - **Plásticos:** Son muy resistentes a la oxidación y son flexibles, pero apenas resisten el calor. El más empleado es el PVC.
 - **Esmaltes y cerámicos:** Tiene la ventaja de resistir las altas temperaturas y el desgastes.

b) **Recubrimientos metálicos:**

- **Inmersión:** Se recubre el metal a proteger en un baño de metal fundido. El metal al solidificar forma una fina capa protectora. Los metales más empleados son...
 - a) Estaño (la técnica se llama estañado): latas de conserva
 - b) Aluminio: (la técnica se llama aluminización): Es económico y con calidad.
 - c) Plomo: (la técnica se llama plombeado): Para recubrir cables y tuberías.
 - d) Cinc: (la técnica se llama galvanizado): Para vigas, vallas, tornillos,... y otros objetos de acero.

- **Electrodeposición:** En este caso se hace pasar corriente eléctrica entre dos metales diferentes que están inmersos en un líquido conductor que hace de electrolito. Uno de los metales será aquel que hará de ánodo, el cual se oxidará y sacrificará. El otro metal, el que se desea proteger, hará de cátodo y ambos estarán inmersos en el

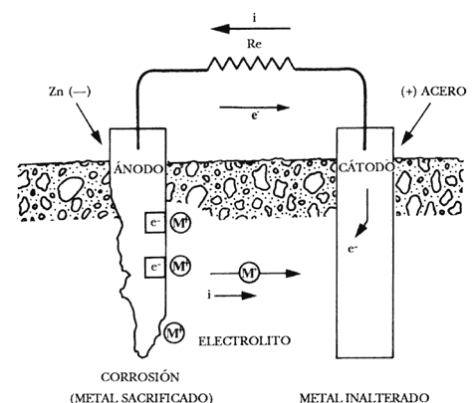


electrolito que estarán en una cuba. Cuando pasa la corriente eléctrica, sobre el metal catódico se crea una fina capa protectora hecha del material procedente del metal anódico, pues la pila obliga a ceder electrones al ánodo que alcanzarán al cátodo. Cuando el metal que hace de cátodo y se desea proteger es acero y el otro que va a protegerlo (que hace de ánodo) es cinc, el proceso se llama **galvanizado**.

b) **Protección por capa química:** Se provoca la reacción de las piezas con un agente químico que forme compuestos en su superficie que darán lugar a una capa protectora. Por ejemplo:

- **Cromatizado:** Se aplica una solución de ácido crómico sobre el metal a proteger. Se forma una capa de óxido de cromo que impide su corrosión.
- **Fosfatización:** Se aplica una solución de ácido fosfórico y fosfatos sobre el metal. Se forma una capa de fosfatos metálicos que la protegen del entorno.

c) **Protección catódica:** Se fuerza al metal a comportarse como un cátodo, suministrándole electrones. Se emplea otro metal que estará en contacto con el metal que se desea proteger, llamado "ánodo de sacrificio", el cual se corroe y acaba destruyéndose aportando electrones al metal. En definitiva, el metal "ánodo de sacrificio" se pone en



contacto con el metal a proteger el cual recibe electrones del primero. Se necesita la presencia de un electrolito. Se emplea mucho en tuberías enterradas.

d) **Inhibidores:** Se trata de añadir productos químicos al electrolito para disminuir la velocidad de la corrosión. Ejemplo: Sales de cromo. Se echan a los radiadores de los coches.