

ðððððððð

Pág.

Introducción.....	2
Oxidación.....	3
Reacciones redox.....	3
Corrosión.....	4
Soluciones.....	6
Conclusión.....	7
Bibliografía.....	8

ðððððððððððððððð

El mundo en el que vivimos está compuesto por átomos y moléculas. Cada objeto que utilizamos a diario mantiene su estructura estable a causa de las múltiples interacciones y fuerzas existentes entre sus partículas. La base de la vida se encuentra en una conjunción armónica de miles de reacciones químicas que aisladas apenas aportan cambios apreciables.

Cada hecho que se produce a nuestro alrededor es debido a esta dinámica química. Pero aunque muchos de los procesos que hacen variar el medio que nos rodea son beneficiosos en cuanto a nosotros respecta, hay también muchos otros que más que nada nos provocan perjuicios. Esto ocurre con el fenómeno al que nos referimos como corrosión metálica: dicho fenómeno se produce como consecuencia de un conjunto de reacciones químicas que tienen lugar en la superficie de ciertos metales al contacto con aire o/y agua, y genera una serie de problemas, principalmente de índole económica, que requieren solución.

Con el fin de evitar las consecuencias que trae consigo la llamada comúnmente oxidación o corrosión de los metales se ha profundizado en el tema, siendo necesario un amplio estudio sobre las reacciones que han de tener lugar para que un material sufra un proceso corrosivo (que, en algunos casos, puede acabar destruyéndolo). En este trabajo se recoge un breve resumen sobre los conceptos de oxidación y corrosión, las reacciones básicas que tienen lugar en un metal que está sufriendo un proceso corrosivo y algunas medidas que se pueden tomar para evitar la corrosión de un determinado material.

ðððððððððððð

En un principio, se utilizaba el término de *oxidación* para designar aquellos procesos en los que una sustancia reaccionaba con el oxígeno; de esta forma, se decía que un compuesto se oxidaba cuando aumentaba su cantidad de oxígeno (igualmente, se decía que se reducía cuando ésta disminuía).

A partir de este primer concepto de oxidación, y con el tiempo, dicho vocablo ha ido evolucionando y generalizándose hasta abarcar hoy en día una gran cantidad de reacciones en algunas de las cuales ni siquiera interviene el oxígeno. De hecho, en la actualidad entendemos por oxidación el proceso mediante el cual un compuesto pierde electrones.

E inevitablemente, para que un compuesto pierda electrones otro los ha de ganar: así surge estrechamente ligado al concepto de oxidación el de reducción; se entiende por reducción el proceso mediante el cual un compuesto gana electrones. Así pues, cada vez que nos refiramos a la oxidación tendremos que hablar también de la reducción (ya que es el proceso contrario, y sin uno de ellos no existiría el otro).

§§§§§§§§§§ §§§§§§

Una vez se hubieron establecido las definiciones de oxidación y de reducción surge un nuevo concepto: el de las reacciones de transferencia de electrones, reacciones de oxidación-reducción o reacciones redox. Se llama así a las reacciones que tienen lugar entre dos o más compuestos produciendo como resultado la oxidación (pérdida de electrones) de uno de ellos, con la consecuente reducción de otro.

En este tipo de reacciones siempre hay un compuesto denominado *oxidante* (en presencia del cual otro compuesto se oxida) que se reduce y otro compuesto conocido como *reductor* que se oxida (y que permite la reducción de otra sustancia). Una vez el oxidante se ha reducido se convertirá en la *especie reducida*, así como el reductor pasará a ser la *especie oxidada*. Para un mejor estudio y comprensión de estas reacciones se suele separar cada una de ellas en dos semi-reacciones: la de reducción y la de oxidación.

A la hora de utilizar dichas reacciones industrialmente o con otro tipo de fines definidos, los oxidantes más conocidos son el oxígeno, ozono, halógenos, ácidos sulfúrico y nítrico concentrados, óxidos metálicos y algunas sales (especialmente cloratos y nitratos). De la misma manera, se usan comúnmente como reductores el carbono, monóxido de carbono, hidrógeno, ácido sulfuroso, sulfitos y diversos metales (por su tendencia a suministrar hidrógeno por acción de un ácido).

§§§§§§§§§§

La corrosión, definida como la destrucción de un metal debida a determinadas influencias químicas, es un fenómeno muy común y molesto que puede ser evitado fácilmente conociendo sus características.

El hecho de que este proceso sea tan frecuente es debido a que los metales afectados reaccionan con el medio ambiente de forma espontánea, produciendo una capa de óxido. Aunque la corrosión en ocasiones también es debida a un proceso de disolución, en el contexto de la oxidación es más apropiado analizar el mecanismo electroquímico que tiene lugar.

Para que un metal se oxide es necesario que en dos puntos distantes de su superficie se establezcan dos semi-pilas, en cada una de las cuales se producirá una de las semi-reacciones de oxidación y de reducción (estas zonas del metal actuarán como los dos polos de una pila galvánica); pero éstas no se producirán únicamente con la presencia del metal, pues también es necesaria la intervención de agua y de oxígeno –se ha podido comprobar que el hierro no se oxida en presencia de aire totalmente seco ni de agua sin oxígeno disuelto.

Con el fin de describir con mayor facilidad el proceso (o procesos) que tiene lugar hasta que un metal se oxida, utilizaré a partir de ahora el ejemplo de la oxidación del hierro.

El fenómeno de corrosión producido en un fragmento de hierro dejado a la intemperie se explica mediante un proceso electroquímico en el que se forman pilas galvánicas locales de tamaño microscópico en las que los electrodos son los diferentes granos de la superficie metálica.

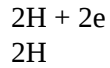
En el ánodo el hierro se oxida a su ion ferroso, siguiendo la reacción expuesta a continuación:

Fe

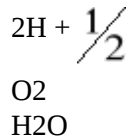
Fe + 2e

Pero en esta reacción se desprenden electrones, y, a menos que se haga algo para eliminar dichos electrones, la reacción no podrá proseguir de este modo durante mucho tiempo. Dado que el hierro es un buen conductor eléctrico, los electrones sobrantes viajarán a zonas de la superficie del hierro donde puedan facilitar una reacción de reducción.

En el cátodo, con los electrones sobrantes de la reacción del ánodo, se reducirán los iones de hidrógeno según la reacción:

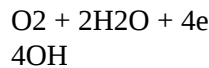


Estos átomos de hidrógeno formados reaccionarán con el oxígeno disuelto para formar moléculas de agua:

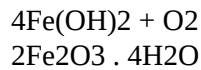
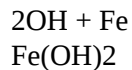


Por otra parte, los iones Fe del ánodo, tras haberse liberado de los electrones, se vuelven a oxidar en presencia de agua para formar óxido férrico hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), que será el que forme la herrumbre u orín.

Además de estas reacciones, en el cátodo también puede producirse otro proceso de reducción, al pasar a iones OH el oxígeno disuelto en el agua; mediante la reacción:



Más tarde, estos iones hidroxilo formarán hidróxido ferroso, el cual se oxidará para dar, de nuevo, óxido férrico hidratado.



Tras el análisis de los procesos que hacen posible la oxidación del hierro, será más fácil comprender por qué la corrosión de este material se produce en un menor plazo de tiempo si nos encontramos en un medio ácido (puesto que además de haber más iones H⁺, hay menos iones OH⁻; y esto favorece algunas de las reacciones producidas en el cátodo). También aumenta la velocidad corrosiva si se trata de hierro impuro, de una soldadura o de una pieza que ha sido sometida a tensiones, dado que de esta forma aparecen con más facilidad partes diferenciadas que se comportarán como los dos polos de una pila.

En casos como el del hierro, en los que el óxido formado presenta una superficie porosa, que no sea un material compacto, o que no sea adherente, la corrosión de dicho metal podrá consumir con facilidad la pieza entera. Sin embargo, hay otros elementos metálicos cuyo óxido forma una capa compacta que impide que la corrosión de dicho metal continúe produciéndose.

Corrosión

La corrosión es un fenómeno muy perjudicial para el ser humano, puesto que es capaz de destruir grandes cantidades de productos metálicos inadecuadamente protegidos, lo cual provoca una enorme inversión en maquinaria o bloques de metales oxidables. En Estados Unidos, la corrosión produce anualmente pérdidas

superiores a los 10.000 millones de dólares (casi unos 2 billones de pesetas). Además, se ha calculado que aproximadamente una cuarta parte del hierro producido en el mundo se utiliza en compensar las pérdidas producidas por la corrosión.

Para evitar que un material de carácter metálico se oxide, hay varios procedimientos que se pueden aplicar dependiendo del caso a tratar:

- Uno de los procedimientos que se pueden seguir para evitar la oxidación de un metal es recubrirlo con una capa de polímero, como pinturas anticorrosivas (es frecuente la utilización de minio, Pb_3O_4 , en la protección de aceros), esmaltes, resina artificial o recubrimientos cerámicos que sean impenetrables para la humedad y el oxígeno.
- También se podría proteger al metal que nos preocupe sobreponiendo una capa de un metal que no se oxide, como los metales nobles, por ejemplo el oro, que no se oxida espontáneamente al aire; o de un metal que de oxidarse forme una capa de óxido coherente, compacta y que impida que prosiga la corrosión.
- Una variante de las anteriores propuestas es la de recubrir la pieza cuya corrosión queramos evitar directamente con una capa de óxido, como se suele hacer con el aluminio al aplicarle una capa de eloxal.
- Otra opción a seguir es el establecer un *ánodo de sacrificio* (la conocida como protección galvánica); se coloca en contacto con el material que se quiera proteger un bloque de un metal más activo (como suelen ser el cinc o el magnesio). De este modo se origina una pila en la que el metal menos activo (el originario) actúa de cátodo, y no experimentará corrosión alguna hasta que no se oxide todo el metal que forma el ánodo. Éste metal que actúa de ánodo se irá reponiendo paulatinamente a medida que se consuma, y aunque esto suponga un gasto continuo, siempre será menor que el gasto necesario para reponer a medida que se va oxidando el material que compone la maquinaria que intentamos proteger.
- Por último, se puede modificar la composición principal de un metal, formando aleaciones. Este es el caso de los aceros inoxidable, que contienen un 18% de cromo y un 8% de níquel; la presencia de cromo da lugar a la formación de una película superficial de cromato que se asienta sobre la superficie metálica.

Corrosión

Como se ha podido ver a lo largo del presente trabajo, la corrosión es un fenómeno químico a tener muy en cuenta. El hecho de que cause grandes pérdidas y obligue en ocasiones a la inversión de grandes cantidades de capital hace necesaria una especial atención a sus características y conveniente el poner en práctica los diversos métodos existentes para que no sea posible su acción.

Referencias

Química, curso universitario University of California, Berkeley

Addison-Wesley ed. Iberoamericana

autores: Bruce M. Mahan, Rollie J. Myers

general ed. Everest S.A.

autores: M. R. Fernández, J. A. Fidalgo

i> ed. Reverté S.A.

autor: Hans Rudolf Christen

básicos de química ed. Alhambra Universidad

autor: Jesús Morcillo

2Bachillerato ed. Santillana

autores: Luis A. Oro, José L. Andreu, M^a Cruz

Fernández, Jesús J. Pérez-Torrente

dia multimedia interactiva '99 Planeta De Agostini S.A.