

LA CORROSIÓN



Índice:

1. Introducción.....	3
2. Objetivos-hipótesis.....	4
3. Materiales.....	4
4. Resultados.....	7
5. Conclusiones-discusión.....	15
6. Bibliografía.....	16
7. Agradecimientos.....	16

1.Introducción

La corrosión es el deterioro de un metal por su exposición al entorno que lo rodea. Normalmente se produce por una reacción electroquímica llamada oxidación. La velocidad de este proceso de oxidación depende del metal de que se trate, de la temperatura y del entorno que lo rodee.

Los metales se encuentran en la corteza terrestre en forma de óxidos o sales, y cuanto más energía se necesite en hornos para convertir estos óxidos o sales en metal, mayor es la facilidad con que este metal tiende a volver a ser un óxido o una sal. De manera más general, puede entenderse como la tendencia general que tienen los materiales a buscar su forma de mayor estabilidad o de menor energía interna.

Este proceso de conversión del metal en óxido depende de la capacidad del metal de entregar o ceder electrones. En el caso del hierro que es el que estudiaremos, se define como el deterioro de un material a consecuencia de un ataque electroquímico por el oxígeno atmosférico o el agua.

Este proceso tiene un gran coste económico porque las estructuras atacadas por óxido se vuelven más débiles y dejan de cumplir su función pudiendo provocar accidentes. Para evitarlo se suelen proteger mediante pinturas protectoras o procesos de galvanización con otros metales.

En el proyecto se va a partir del conocimiento previo del proceso de oxidación, se va a estudiar cómo se produce y qué factores lo aceleran. Para comprobarlo se experimenta con elementos de diferentes materiales, de hierro, acero y acero inoxidable y sumergirlo

en diferentes soluciones para ver su comportamiento y cuales son atacados y en cuanto tiempo.

2. Objetivos-hipótesis

El objetivo de este proyecto de investigación es averiguar por qué pasa este fenómeno (la corrosión), qué lo provoca y a qué materiales afecta. Se van a estudiar sus causas y sus consecuencias en el hierro y en el cobre sobre virutas y limaduras para aumentar la superficie de contacto y favorecer la reacción. Se va a diferenciar el fenómeno de la corrosión de otros como el desgaste o la erosión.

En el proyecto se parte del conocimiento previo del proceso de oxidación, y se va a estudiar cómo se produce y qué factores lo aceleran. Para comprobarlo se va a experimentar con diferentes materiales, de hierro, cobre y acero inoxidable sumergido en diferentes soluciones para ver su comportamiento y cuales son atacados y en cuanto tiempo.

3. Materiales

Los materiales usados serán hierro (Fe) y cobre (Cu). Para facilitar la reacción se han utilizado también limaduras y virutas de los dos materiales.



Ilustración 1: Cuadradillo de hierro

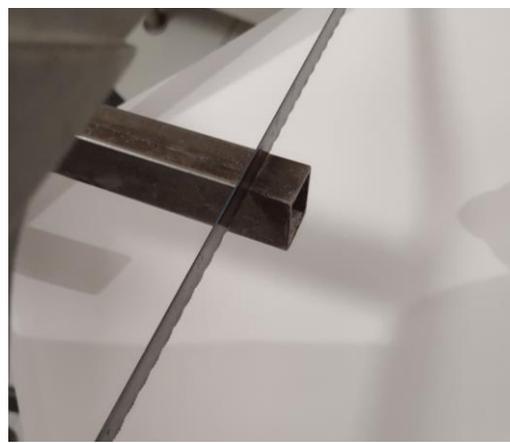


Ilustración 2: Cortando un cuadradillo



Ilustración 3: Obtención de limaduras

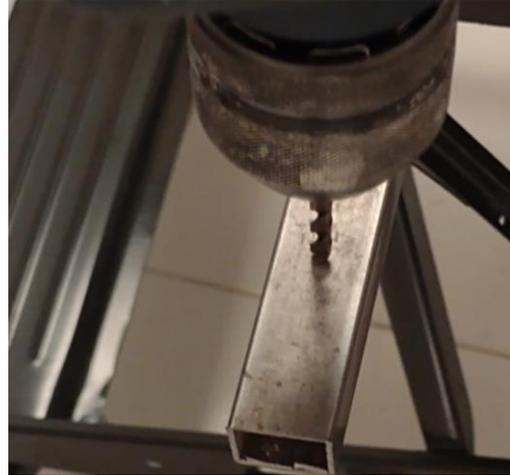


Ilustración 4: Taladrando cuadrado

En el caso del hierro (Fe) se ha utilizado un tubo hueco de perfil cuadrado. La obtención de limaduras se ha realizado serrando con una segueta y recogiendo el polvo. Las virutas realizando diversos taladros con una broca de metal.



Ilustración 5: Virutas de hierro



Ilustración 6: Corte de cuadradillo

Con el cobre se procede igual para obtener limaduras y virutas y facilitar la reacción química de oxidación aumentando la superficie de contacto con el oxígeno (O_2).



Ilustración 7: Corte de tubo de cobre

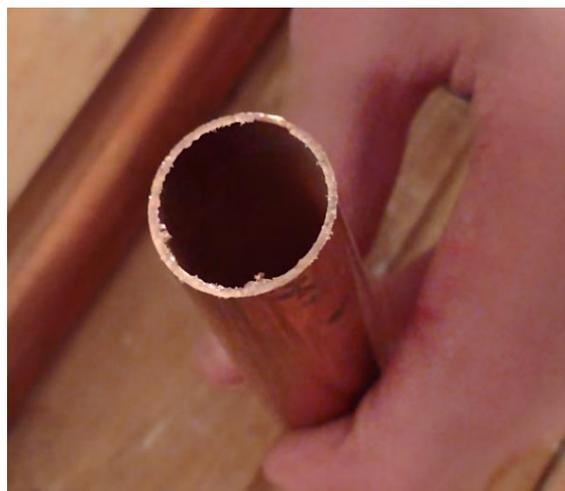


Ilustración 8: Sección de corte de cobre



Ilustración 9: Virutas de cobre



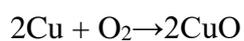
Ilustración 10: Limaduras de cobre

Los materiales se han sumergido en agua (H_2O), agua oxigenada y en sal de mesa ($NaCl$) en disolución de agua caliente, para verificar en qué condiciones ambientales es más probable la oxidación.

4. Resultados

Los resultados en la experimentación esperables de la oxidación son, en el caso del hierro, el Fe_2O_3 . La reacción química será: $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

En el caso del cobre la oxidación dará como resultado CuO . La reacción será:



Para visualizar mejor el resultado se han colocado las limaduras y virutas en portaobjetos de metal.



Ilustración 11: Vertido de agua sobre limaduras



Ilustración 12: Imagen anterior ampliada

A las pocas horas se observa ya el proceso de oxidación sólo con H_2O , que es la muestra que está a la izquierda en el portaobjetos. En cambio, la que está a la derecha, que fue rociada con H_2O_2 agua oxigenada, solo muestra una zona con una mancha de óxido, aunque más compacta.



Ilustración 13: Vista del proceso de oxidación en hierro

En el caso del Cu la reacción no se observa tan rápido con H_2O ni con H_2O_2 . En cambio si es visible a las horas con NaCl en disolución. El resultado es éste:



Ilustración 14: Vista proceso de oxidación en cobre

Donde empiezan a verse partículas marrones y verdes.

En el caso de las dos piezas grandes de metal, el óxido es muy visible en el hierro (Fe) aunque en la disolución y no sobre el metal. En el caso del cobre (Cu) no es visible ni en el metal ni en la disolución.



Ilustración 15. Óxido en el agua



Ilustración 16: Cobre sumergido en agua

Otros resultados que se pueden observar son los que aparecen en metales expuestos a la intemperie y que al requerir mucho tiempo no se puede reproducir con experimentación.

Serían:

1. CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA

Se produce cuando los metales con diferente potencial eléctrico (electronegatividad) se encuentran en contacto.

Existe un proceso en el cual el metal de mayor electronegatividad se oxida (ánodo), dando lugar a un progresivo deterioro y desprendimiento de la superficie metálica en presencia del segundo (cátodo).



Ilustración 17: Corrosión electroquímica

2. CORROSIÓN POR PICADURAS (PITTING)

Ocurre como un proceso de disolución anódica local donde la pérdida de metal se acelera debido a la presencia de un ánodo de pequeño tamaño y un cátodo mucho mayor, y produce pequeños cráteres en las piezas afectadas.

Se observa esta corrosión en un objeto doméstico expuesto al aire y el agua de lluvia en un balcón.

Fenómenos que se han producido:



Ilustración 18: Corrosión por picaduras

- Corrosión de tornillo en la unión con otro metal, expuestos ambos a la humedad ambiental.
- Corrosión por deterioro del revestimiento.
- Corrosión galvánica de una chapa de acero galvanizado en contacto con humedad.

3. CORROSIÓN GALVÁNICA

La corrosión galvánica es un fenómeno electroquímico que se produce entre dos metales en contacto ante la presencia de un electrolito, que puede ser simplemente el agua

contenida en la humedad ambiental. Cada uno de los metales se comportará bien como ánodo o bien como cátodo. El metal que actúa como ánodo es el que sufre la corrosión.

- Los agentes oxidantes comunes son: oxígeno, agua, dióxido de carbono, cloro, hipoclorito, peróxidos, flúor, etc.
- Los agentes reductores comunes son: monóxido de carbono, calcio, carbón, celulosa, sodio, etc.
- **Las baterías de los coches almacenan electricidad, que hace que el motor y el resto de los componentes puedan funcionar. Cuando los tornillos y las tuercas de la batería están cubiertos de corrosión, ni las cargas positivas ni las negativas pueden fluir adecuadamente.**

La corrosión parece una sustancia espumosa y polvorienta, generalmente de tono blanquecino, que se forma alrededor de los tornillos de la batería. Se crea debido a la **reacción química** que se produce en los terminales y en los extremos del cable.



Ilustración 19: Corrosión en bornes de batería

Se ha observado esta corrosión en la batería de nuestro coche (en la fotografía superior), donde puede apreciarse el polvillo que se va generando alrededor de los tornillos.

Experimento con monedas de cobre:

En contacto con el oxígeno del aire los metales se oxidan. El **ácido acético** (presente en el vinagre) actúa de **catalizador** y acelera la reacción química. La sustancia de color verde que aparece en la superficie de la moneda de cobre es **carbonato cúprico**.

La fórmula del carbonato de cobre (II) es CuCO_3

Si los objetos de cobre se exponen al aire y a la humedad con el tiempo se forma de manera natural sobre su superficie una capa de carbonato cúprico de color verde y venenoso. También puede aparecer **cardenillo**, una mezcla de acetatos, óxidos e hidróxidos de cobre. La superficie de estas monedas es de cobre y la exposición a la atmósfera hace que el metal se torne opaco.

Se ha sumergido las monedas en una solución de agua, vinagre y sal. El ácido acético presente en el vinagre disuelve el óxido de cobre, y la adición de sal acelera el proceso.



Ilustración 20: Moneda de cobre

Las monedas corroídas suelen volver a brillar en menos de un minuto, como se puede apreciar en la fotografía.

Se puede obtener resultados similares usando zumo de limón, ya que contiene ácido cítrico. Si retiras la moneda de esta solución y la dejas sin secar, se formará una capa verde. Esto es malaquita, una sal de cobre.

El aspecto original de la moneda antes de eliminar el CuCO_3



Ilustración 21: Imagen de moneda

PREVENCIÓN DE LA CORROSIÓN GALVÁNICA

Una manera de aislar eléctricamente los metales entre sí es usar plástico u otro aislante, por ejemplo, recubriendo las tuberías de acero para conducir agua para separarlas de los accesorios metálicos a base de cobre; o mediante una capa de grasa para separar los elementos de aluminio y acero.

Otra forma es mantener los metales secos y/o protegidos de los compuestos iónicos (sales, ácidos, bases), por ejemplo, pintando o recubriendo al metal protegido, como los barnices antioxidantes que evitan la corrosión (ver fotografía inferior).



Ilustración 22: Superficie barnizada

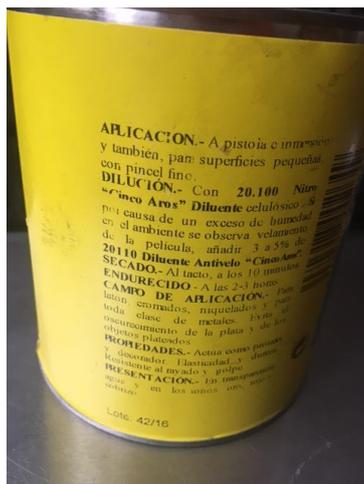


Ilustración 23: Barniz para metales



Ilustración 23: Barniz para metales

5. Conclusiones-discusión:

Los experimentos realizados buscan verificar lo que se observa sobre la oxidación y corrosión de los metales expuestos al medio ambiente, en especial todos los férricos, aunque también se produce en otros como el cobre.

La fase de experimentación amplía el conocimiento sobre el cambio progresivo de aspecto de las superficies metálicas, la rapidez con que se produce la oxidación, y cómo se acelera cuando se amplía su superficie de contacto, por ejemplo, en los experimentos con limaduras o virutas. También su aceleración en la reacción en presencia de sal en disolución.

La conclusión que se extrae, es que la oxidación, además de producirse en contacto con el aire, se acelera con el agua y en especial si el agua presenta sal en disolución. Esto último es lo habitual en localizaciones costeras.

La única manera de que no pase eso es proteger su superficie exterior del aire y el agua, de modo que esté aislada y no tenga contacto con el O₂. Esto se logra principalmente pintando o barnizando su superficie. También se logra recubriéndola con estratos finos de otros metales como cadmio, zinc, cromo o níquel.

Es importante, que cualquiera de estas superficies protectoras se encuentren en buen estado, ya que si se dañan la oxidación ataca rápidamente y puede arruinar en poco tiempo una estructura de metal.

También se ha observado este deterioro cuando dos metales de distinta electronegatividad se encuentran en contacto, que se conoce como corrosión galvánica. Esto se evita separando sus zonas de contacto con materiales plásticos.

6. Bibliografía:

- <https://rodin.uca.es>
- <http://www.fondear.org>
- Scully, J.C y Sebastián, F. (1968): *Fundamentos de la corrosión*. Editorial: Alhambra. Madrid.
- Vázquez, M. (2014): *La corrosión: el peor de los villanos cuando dominan los metales*. Editorial Eudem. Mar de la Plata.

7. Agradecimientos

Queremos dar las gracias a nuestra profesora Laura Delgado Malagón del instituto Cardenal Cisneros, por los comentarios para mejorar el trabajo. También, nos gustaría agradecer el esfuerzo de nuestros padres al facilitarnos los materiales y las herramientas necesarias para la realización de los experimentos.